المحاضرة الاولى

الكيمياء العامة (General Chemistry)

نظرا لتعدد واختلاف حالات المادة، والتي عادة ما تكون في شكل ذرات، فإن الكيميائيين غالبا ما يقوموا بدراسة كيفية تفاعل الذرات لتكوين الجزيئات وكيفية تفاعل الجزيئات مع بعضها البعض.

والكيمياء هو علم يدرس العناصر الكيميائية والمواد الكيميائية (التركيب والخواص والبناء) والتحولات المتبادلة فيما بينها (التفاعلات الكيميائية).

تقسم الكيمياء إلى عدة فروع رئيسية:

١- الكيمياء التحليلية

هي تحليل عينات من المادة لمعرفة التركيب الكيميائي لها وكيفية بنائها.

٢- الكيمياء الحيوية

هي دراسة المواد الكيميائية، والتفاعلات الكيميائية التي تحدث في الكائنات الحية.

٣- الكيمياء غير العضوية

هي دراسة خواص وتفاعلات المركبات غير العضوية. ولا يوجد هناك حد واضح للتفريق بين الكيمياء العضوية وغير العضوية، كما أن هناك تداخل كبير بينهما، ويكون أهمه في فرع أخر يسمى كيمياء الفلزات العضوية.

٤- الكيمياء العضوية

هي دراسة تركيب، وخواص، وتفاعلات المركبات العضوية.

٥- الكيمياء الفيزيائية

هي دراسة الأصل الفيزيائي للتفاعلات والأنظمة الكيميائية. ولمزيد من التحديد فإنها تدرس تغيرات حالات الطاقة في التفاعلات الكيميائية. ومن الفروع التي تهم الكيميائيين المتخصصين في الكيمياء الحرارية، الكيمياء الحركية، علم الأطياف.

١- مقدمة تاريخية عن الكيمياء

حاول الإنسان عبر العصور أن يبحث في طبيعة العالم الذي حوله، وذلك بدافع غريزة حب المعرفة ومن خلال ذلك، تم الكثير من الاكتشافات المهمة التي ساعدت على تطوير العلوم والتكنولوجيا ومن ضمنها علم الكيمياء وهو علم يعنى بطبيعة المادة ومكوناتها، وكذلك بكيفية تفاعل المواد المختلفة مع بعضها بعضاً، وعلى هذا تكون وظيفة العالم الكيميائي الأساسية هي معرفة أكبر قدر ممكن من المعلومات عن طبيعة المادة التي أوجدها الله في هذا الكون.

- **بدايات علم الكيمياء**

تعود بدايات علم الكيمياء إلى زمن موغل في القدم، فلقد أختلف في مكان نشأته، قيل أن بداياته كانت في القرن الثالث قبل الميلاد، كما أن الحضـارات القديمة التي سـادة كلاً من الصـين والهند كانت تعتبر المعالجة الكيميائية(تغيير المواد بالسـوائل الكيميائية) من بين ما يتقنونه مهارة وحذقاً وأن هذه المعرفة والبراعة انتشرـتا غربا إلى إمبراطوريتي فارس ومصرـ القديمة حيث كان دبغ الجلود وصـناعة الأصباغ ومستحضرات التجميل من بين الفنون التي مارسها المصريون، وتعتبر الإسكندرية المركز الأول للكيمياء القديمة حيث تأثرت بفلسفة الإغريق بعد قيام الإسكندر الأكبر بفتح مصر (322 ق.م)، حيث جذب إليها الكثير من الإغريق فارتبطت مهارة المصرـيين مع نظريات الإغريق مما أدى إلى ظهور أولئك الذين يمارسـون الكيمياء، ونسـب إليها أنها موطن البحث لهذا العلم الذي يحيل المعادن العادية إلى معادن ثمينة ويعيد الشباب إلى الإنسان، وتزامن مع ظهور الكيمياء القديمة ظهور التنجيم واختلط بها السحر كما سيطرت الرمزية على هذه الكيمياء في العصور الوسطى وأغرقها الغموض.

- **تأريخ الذرة**

ظل تركيب الذرة يشـغل العلماء لفترة طويلة من الزمن، وكانت أفكارهم عن تركيب المادة في البداية مبنية على أسـاس نظري، من هؤلاء العلماء العالم دالتون، الذي افترض أن المادة تتكون من جسـيمات صـغيرة غير قابلة للانقسـام تدعى ذرات، وأن هذه الذرات تنفصـل وتتحد بعضـها مع بعض لتشكيل مواد جديدة وفق لقوانين خاصة.

- **الذرة: - كما ذكر سـابقا فأن الذرة هي مجموعة من الأجسـام المتناهية الدقة هذه الأجسـام تتكون من نواة موجبة الشـحنة وغالبا ما تحتوي على البروتونات والنيترونات، كما يوجد أيضـا عدد من الإلكترونات التي تعادل الشحنة الموجبة في النواة. وتدور الالكترونات في مستويات مختلفة تعرف بمسـتويات الطاقة، حيث يحمل المسـتوى الأول الكترونين فقط ويحمل المسـتوى الثاني ثمانية الكترونات. أما المسـتوى الثالث فهو يحمل (18) إلكترونا. ولكل مسـتوى طاقة مسـتويات فرعية يرمز لها بالرموز s، p, d, f . وغالباُ ما تكون الذرات متعادلة كهربياً لأن عدد الإلكترونات السـالبة يسـاوي عدد البروتونات الموجبة، ويمكن للذرة أن تتحول إلى أيون موجب عندما تفقد الكترونا أو أكثر عند التفاعل الكيميائي كما يمكن أن تتحول إلى أيون سـالب عندما تكتسـب إلكترونا أو أكثر وذلك بحسب قيمة الشحنة التي تفقدها أو تكتسبها.**
- **العنصرـ - هو فئة من الذرات التي لها نفس عدد البروتونات في النواة. ويسـمى هذا العدد بالعدد الذرى للعنصرـ فمثلا، كل الذرات التي لها 6 بروتونات في النواة هي ذرات لعنصرـ كيميائي يسـمى الكربون، كما أن كل الذرات التي لها 92 بروتون في النواة هي ذرات عنصرـ اليورانيوم. وان أفضـل**

توزيع للعناصر بصــفة عامة يكون في الجدول الدوري، والذي يتم وضــع العناصر ذات الصــفات الكيميائية المتشابهة في نفس المجموعة. كما يتم وصف العنصر باسمه، ورمزه، وعدده الذري.

ونظرا لأن عدد البروتونات في النواة يحدد عدد الإلكترونات المحيطة بالنواة وكذلك خواصــها، ونظرا لأن الإلكترونات هي التي تكون ظاهرة من العنصرــ للعالم الخارجي حيث أنها تقع خارج النواة فإنها تتحكم في التفاعلات، والتحولات الكيميائية التي يمكن حدوثها للعنصرــ كما أن عدد النيوترونات الموجودة في النواة قد تغير من حالة العنصر كما لو أنه عنصر أخر.

- **المركبات الكيميائية: -**

المركب الكيميائي هو مادة تتكون من نسـبة معينة من العناصر والتي تحدد تركيب المركب والمجموعة التي يقع فيها هذا المركب والتي تحدد بالتالي خواص هذا المركب. فمثلا، الماء هو مركب يحتوي على الهيدروجين والأكسجين بنسبة 2 إلى 1. تتكون المركبات وتتحول عن طريق التفاعلات الكيميائية.

- **الجزيئات: -**

الجزي هو أصــغر جزء نقي من المركـب والـذي لـه خواص كيميائيـة محـدده. ويتكون الجزيء من مجموعة ذرات أو أكثر متحدة مع بعض.

- **الشوارد (الأيونات): -**

الشــاردة هو مركب مشــحون، أو هو ذرة أو جزيء اكتســب أو فقد إلكترون أو أكثر. الأيونات الموجبة الشـحنة تسـمى (كاتيونات) مثل كاتيون الصـوديوم NaNa+ والأيونات السـالبة الشـحنة تسـمى شرسـبة (أنيون) مثل (أنيون) الكلور Cl-, واللذان عن اتحادهما يكونا الملح المتعادل كلوريد الصــوديوم(NaCl). ومثل للأيونات ذات الذرات العديدة التي لا تتفكك خلال تفاعلات الحمض – القاعدة هو مجموعة الهيدروكسيد (OH-), أو الفوسفات (PO43-).

- **الروابط الكيميائية: -**

الرابطة الكيميائية هي القوة التي تربط الذرات في الجزيء أو في البلورة. في مركبات بســيطة عديدة، نظرية التكافؤ ومبدأ عدد التأكسـد يمكن اسـتخدامهما للتنبؤ بالتركيب الجزيئي. وبالمثل، فإن النظريات الفيزياء الكلاسـيكية يمكن اسـتخدامها للتنبؤ بتركيب مركبات أيونية عديدة. أما المركبات ذات التركيب

المعقد، مثل السبائك المعدنية، فإن نظرية التكافؤ لا تستطيع تفسير تركيبها، وهنا تظهر أهمية استخدام نظريات الميكانيكا الكمية مثل نظرية المدار الجزيئي.

- **بعض أنواع الروابط الكيميائية:**

١- رابطة أيونية.
٢- رابطة تساهمية.
٣- رابطة فلزية.
٤- رابطة تناسقية والرابطة التناسقية تنساق تحت الرابطة التساهمية تقريبا.
٥- الرابطة الهيدروجينية ولها دور كبير في الحياة على الأرض.

- **حالات المادة**

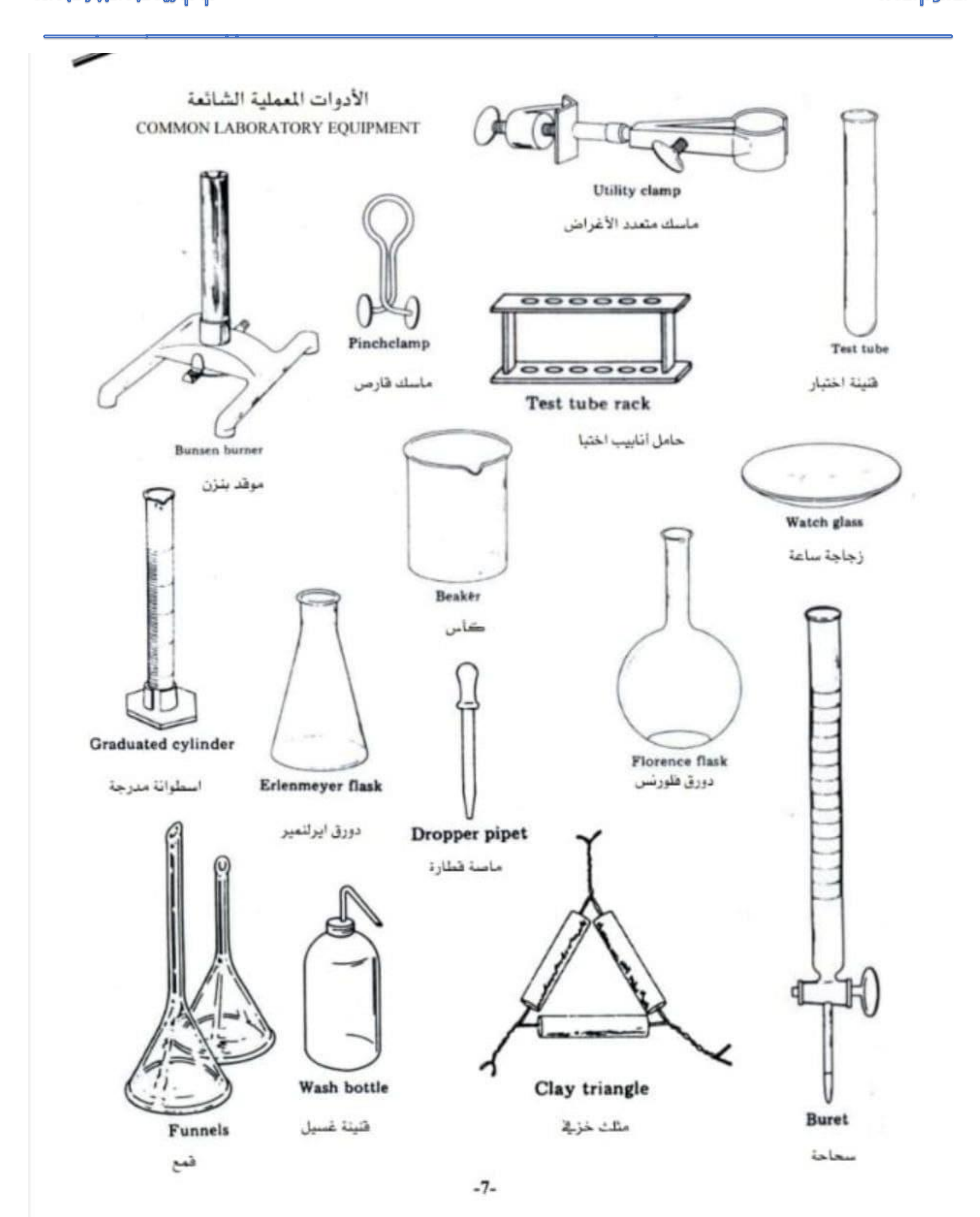
الحالة هو مجموعة من الأنظمة الكيميائية التي لها تركيب عام متماثل، عند التعرض لمدى معين من تغير الظروف مثل الضغط أو الحرارة. الخواص الفيزيائية مثل الكثافة ومعامل الانكسار تميل أن تكون في المدى المميز لهذه الحالة. الحالة تعرف على أنها النظام الذي إن تم أخذ أو إعطاء طاقة له فإن هذه الطاقة المفقودة او المكتسبة تستخدم في إعادة ترتيب النظام. بدلا من تغيير شكل الحالة.

وفي بعض الأحيان يعتبر التفريق بين الحالات صعب لوجود أكثر من حالة في نفس الوقت، وفي هذه الحالة تعتبر المادة في حالة حرجة. عند تواجد ثلاث حالات للمادة في نفس الوقت تحت ظروف معينة فإن هذا يسمى النقطة الثلاثية ونظرا لأن هذه النقطة ثابتة، يعتبر ذلك جيد لتحديد الظروف الملائمة لهذه النقطة.

وأكثر الأمثلة شيوعا لحالات المادة الصلب، السائل، الغاز، كما قد توجد حالات أخرى ليست شائعة. ويمكن ملاحظة أن الثلج كمادة له أكثر من حالة اعتمادا على الضغط ودرجة الحرارة. وتتعامل معظم الحالات مع نظام الأبعاد الثلاثي، ولكن يمكن في حالات معينة التعامل مع نظام البعدين وذلك لارتباطه ببعض العلوم الأخرى مثل علم الأحياء.

- **التفاعلات**

التفاعل الكيميائي هو تحول في التركيب الدقيق للجزيئات. ويمكن أن ينتج التفاعل الكيميائي من مهاجمة جزيئات لجزيئات أخرى لتكوين جزيئات أكبر، أو جزيئات تتفكك لتكوين جزيئين أو أكثر أقل حجما، أو إعادة ترتيب الذرات في نفس الجزيء أو خلال جزيئات أخرى. وتتضمن التفاعلات الكيميائية غالبا تكوين أو تكسير روابط كيميائية.



المصدر: - أسس الكيمياء العامة والفيزيائية لطلبة الهندسة والعلوم/ د. عمر بن عبد الله الهزازي/ كلية العلوم التطبيقية / جامعة ام القرى/**2019**

تأريخ علم الكيمياء

كما ذكر ســـابقا فان علم الكيمياء هو العلم الذي يبحث في بناء المادة وفي العلاقات بين خواص المادة وبناءها وفي تفاعل المواد مع بعضـــها البعض لإنتاج مواد جديدة. ولعلم الكيمياء أهمية بالغة في حياتنا المعاصرة لما لهذا العلم من الاستخدامات والتطبيقات اليومية المتعددة. ولما له أيضا من تأثير على البيئة، وعلى حياة الانسان على الأرض. فمعظم ما نشاهده في حياتنا وما نتعامل معه له ارتباط وثيق بعلم الكيمياء وبالصناعات الكيميائية القائمة على هذا العلم. فمعظم مواد الملابس والأدوات المكتبية وأجزاء عديدة من السيارات ووسائط النقل الأخرى والمواد الطبية والأدوية والمبيدات الحشرية والمطهرات ومواد التجميل، والدهانات والاســـمدة الزراعية من منتجات الصـــناعات الكيميائية. وللكيمياء دور كبير في تنقية المياه وتعقيمها، وبما ان الماء مركب كيميائي وهو أساس الحياة لذا فأن الكيمياء هي أساس الحياة.

لهذا فأن المركبات الكيميائية ذات تأثير كبير في حياة الانســـان وفي تقدم الإنســـانية. ولكن رغم منافعها ودورها البالغ في الحياة فقد ظهرت تأثيرات سلبية لهذه الصناعات الكيميائية خصوصا في البلدان المتقدمة. فتلوثت الأنهار والبحيرات بنواتج المخلفات الكيميائية وأدى ذلك الى القضـــاء على الثروات المائية من اســماك وكائنات حية أخرى. وكذلك أدت الامطار الحامضـية التي تنتج عن ارتفاع مسـتوى ثاني أوكسـيد الكاربون وتفاعله مع ماء المطر الى اتلاف الغابات والمناطق الزراعية وحتى المساكن وبدأت البيئة بالتغير نحو الاسـوأ. ومثال على ذلك عندما تسرب غاز ايسـوسـيانات ميثيل من مصـنع بوبال في الهند في أواخر عام ١٩٨٤فقد أدى الى نتائج كارثية على سـكان تلك المنطقة حيث تســبب بمقتل ٢٥٠٠ شــخص واصابة نحو ٢٠٠,٠٠٠ شخص بالتسمم وحالات اختناق للسكان وعمال المصنع.

ونظرا لما تقدم، فأن هناك وجوه إيجابية وســلبية للصـــناعات الكيميائية وتأثيرها على الحياة على الكوكب. لهذا أصـبح من الضرـوري ان يكون هناك معرفة بالمبادئ العامة لعلم الكيمياء ليسـهل علينا فهم ما يجري حولنا والتعامل مع الذي يحدث بنحو صحيح.

وكمدخل لهذه الدراسة سنعرض في هذه المحاضرة بعض الأمور العامة المتعلقة بعلم الكيمياء مثل تعريف المادة وخواصها وحالاتها.

المحاضرة الثانية

المادة (Matter): -

المادة هي أي شيء له كتله ويشغل حيزا في الفراغ. ويجب التمييز بين الكتلة التي تضمنها التعريف وبين الوزن، فالكتلة هي مقياس لقدرة الجسم على مقاومة التغيير في سرعته، فنسمة هواء بسيطة يمكنها تغيير سرعة كرة الطاولة بينما يلزمنا قوة أكبر بكثير لتغيير سرعة شاحنة كبيرة، بسبب ان كتلة الشاحنة أكبر من كتلة كرة التنس. اما **الوزن فهو تعبير عن قوة الجاذبية الأرضية لكتلة معينة من المادة**. فالكتلة لا تعتمد على قوة الجاذبية او تسارع الجاذبية الأرضية، لهذا نستنتج **ان الوزن يعتمد على قوة الجاذبية** ويتغير من مكان الى أخر تبعا لتغير بعد الجسم عن مركز الكرة الأرضية.

وترتبط الكتلة مع الوزن (القوة) بمعادلة نيوتن حيث: -

القوة (F) = الكتلة (m) × التسارع(g) ← **F=m × g.**

وفي هذه الحالة فأن القوة تمثل بالوزن والتسارع هو مقدار تسارع الجاذبية الأرضية والي يساوي تقريبا

$$g = 9.81\ m/s^2$$

مثال 1/ ما هو وزن جسم كتلته (1 kg)

الحل: -

$$F\ (weight) = m \times g$$

$$= 1\ kg \times 9.81\ m/s^2$$

$$= 9.81\ \frac{kg\ .\ m}{s^2}$$

$$= 9.81\ N$$

حيث ان: - $N = \frac{kg\ .\ m}{s^2}$

خواص المادة: -يقصد بذلك هي الخواص العامة التي تساعد على تمييز المواد بعضها عن بعض. وتقسم هذه الخواص الى: -

ا- الخواص الكمية (Extensive properties)

هي خاصية من خواص المواد والتي تعتمد على كمية المادة مثل الكتلة والحجم والوزن وغيرها.

ب- الخواص التركيزية (Intensive properties)

هي خاصية من خواص المواد التي لا تعتمد على كمية المادة بل على تركيز الخاصية المعنية مثال ذلك درجة الحرارة، درجة الحرارة ودرجة الانصهار ودرجة الغليان والكثافة وغيرها.

فالكثافة (density) خاصية تركيزية تقيس تركيز الكتلة، مع انها ناتجة من **قسمة كتلة المادة على حجمها** وكلاهما خاصية كمية. وهناك خاصية مهمة مرتبطة بالكثافة وهي **الوزن النوعي** او **الكثافة النسبية (Specific Gravity)**

حيث ان: -

$$\text{الوزن النوعي} = \frac{\text{كثافة المادة}}{\text{كثافة الماء}}$$

ويمتاز **الوزن النوعي عن الكثافة** بأنه بلا وحدات قياس ولذلك يمكن حساب الكثافات لكل المواد وذلك بضرب الوزن النوعي في كثافة الماء والتي يعبر عنها بوحدة كتلة على حجم.

مثال (2) / إذا كانت كثافة البنزين هي ($0.88\ gm/cm^3$) فما هو حجم ($4.61\ gm$) من البنزين بالمتار المكعبة؟

الحل: -

من خلال السؤال نستنتج بأن وحدة السؤال النهائي يجب ان تكون (m^3)

$$\text{الكثافة} = \frac{\text{الكتلة}}{\text{الحجم}} \quad \longleftarrow \quad \text{الحجم} = \frac{\text{الكتلة}}{\text{الكثافة}} = \frac{4.61}{0.88} = 5.2386\ cm^3$$

$$1\ m^3 = 10^6\ cm^3$$

$$\text{الحجم}(volume) = 5.2386 \times 10^{-6}\ m^3$$

مثال (3) / إذا كانت كثافة الماء = ($1\ gm/cm^3$) وكثافة البنزين = ($0.88\ gm/cm^3$) احسب الوزن النوعي للبنزين؟

الحل: -

الوزن النوعي للبنزين = $\frac{\text{كثافة البنزين}}{\text{كثافة الماء}} = \frac{0.88\ gm/cm3}{1\ gm/cm3} = 0.88$

* مع أهمية الكتلة بين خواص المادة، الا ان هناك خواص أخرى تميز المادة وهي نوعان: -

ج- الخواص الفيزيائية.

هي الخواص التي يمكن من خلالها تحديد وتمييز المادة دون الرجوع الى أي مادة أخرى. مثلا درجة الانصهار ودرجة الغليان. حيث ان درجة تجمد الماء النقي هي خاصية فيزيائية وهي ($0^{\circ}\ C$) تحت ضغط جوي قياسي بغض النظر عن وجود مواد أخرى او عدمه.

د- الخواص الكيميائية

هي الخواص التي يمكن من خلالها تحديد وتمييز المادة من خلال تفاعل هذه المادة مع المواد الأخرى او مع نفسها. فمثلا يتفاعل الصوديوم مع الماء لإنتاج هيدروكسيد الصوديوم والهيدروجين، وهذه خاصية كيميائية ارتبطت بحصول تفاعل كيميائي معين، وتختلف هذه الخاصية عن تفاعل الصوديوم مع الاوكسجين او مع الكلور.

بناء المادة (Structure of Matter)

تتكون جميع المواد من وحدات بنائية صغيرة جدا تسمى الذرات (Atoms) وتوجد الذرات في الطبيعة بشكل منفصل، او متصلة مع بعضها البعض او مع ذرات أخرى مكونة الجزيئات (molecules).

ففي الغازات النبيلة مثل **الاركون والهيليوم** توجد الذرات بشكل منفصل، اما في حالة **الاوكسجين** مثلا، فترتبط ذرتان من الاوكسجين لتكون **جزيء الاوكسجين (O_2)** وفي حالة **ثاني أوكسيد الكبريت** ترتبط ذرة كبريت مع ذرتي اوكسجين مكونة **ثاني أوكسيد الكبريت (SO_2)**. ومع ان الانسان لم يتمكن من رؤية الذرة، فقد بنى الباحثون نماذج للذرة اعتمادا على المعرفة الهائلة التي تجمعت خلال عدة قرون.

قادت البحوث والاكتشافات الكيميائية في نهاية القرن الثامن عشر وبداية القرن التاسع عشر الى ان المادة ذات طبيعة ذرية، حيث أعلن **دالتون النظرية الذرية للمادة**.

وتقوم **نظرية دالتون** على الفرضيات التالية: -

١- تتكون المادة من دقائق صغيرة غير قابلة للانقسام تدعى **(الذرات)**. حيث ان ذرات جميع العنصر الواحد تكون متشابهة وذات حجم وشكل وكتلة واحدة ومتماثلة في الخواص الكيميائية. وتختلف هذه الذرات من العنصر المعين الى العناصر الاخرى.
٢- تتكون **الذرات المركبة (كما دعاها دالتون)** من اتحاد ذرات العناصر بنسب عددية معينة.
٣- يتضمن التفاعل الكيميائي فصل او تركيب او إعادة ترتيب الذرات ولا ينتج عنه مادة جديدة.

الا ان التقدم العلمي أدى الى إعادة صياغة فرضيات النظرية هذه بصورة أكثر دقة. وقد برهنت الدراسات المتقدمة على ان الذرات تمتلك بناء داخلي أي انها تتكون من دقائق أصغر منها.وقد قادت البحوث الى اكتشاف ثلاثة أنواع لهذه الدقائق الأصغر وهي: - **الالكترونات، البروتونات والنيوترونات**.

المحاضرة الثالثة

النظريات الحديثة في بناء المادة (Modern Theories of Matter Structure)

استطاع الباحث الفيزيائي (ثومسون Thomson) الحصول على النسبة بين الشحنة الكهربائية والكتلة للإلكترون، حيث وجد بأنها تساوي (-1.76×10^{8} c/gm) حيث c = وحدة قياس الشحنة الكهربائية (كولوم).

بعد ذلك استطاع الباحث الفيزيائي (ميليكان Millikan) بسلسلة من التجارب استخراج شحنة الالكترون بأنها تساوي (-1.60×10^{-19} c) ومن هذه المعلومات يمكن إيجاد كتلة الالكترون حيث: -

$$\text{Mass of electron} = \frac{-1.60\times10^{(-19)}\ c}{-1.76\times10^{(8)}\ c/g} = 9.11\times10^{-23}\ \text{gram}$$

وقد اكدت الدراسات بأن الذرات متعادلة كهربائيا. وبذلك يجب ان تحوي على عدد متساو من الشحنات السالبة والموجبة. ويمكن تصور الذرة على انها كرة من مادة متجانسة ذات شحنة موجبة محاطة بعدد معين من الالكترونات. والشحنات الموجبة متركزة جميعها في اللب المركزي داخل الذرة والذي يدعى بالنواة، وتدور الالكترونات حول النواة بمسافات معينة.

تسمى الدقائق الموجبة الشحنة في النواة (البروتونات). ولكل منها كتلة مقدارها (1.675×10^{-24} gm).

وفي تجارب منفصلة وجد بأن كل بروتون يحمل نفس الكمية من الشحنة التي يحملها الالكترون وهذا البروتون أثقل بمقدار 1840 مرة من الالكترون المعاكس له بالشحنة. وفي الذرة المتعادلة تكون الشحنات الكهربائية متوازنة مع بعضها بسبب كون عدد الالكترونات مساويا لعدد الالكترونات. ويوجد نوع اخر من الدقائق الصغيرة في نواة الذرة تسمى (النيوترونات) وهي ذات كتلة أكبر قليلا من كتلة البروتونات ولا تحمل شحنة كهربائية. ان كتلة النواة تشكل معظم الكتلة الكلية للذرة الا انها تشغل ($1/10^{13}$) من حجم الذرة فقط.

ان من ابسط الذرات هي ذرة الهيدروجين والتي تتألف من الكترون واحد وبروتون واحد. وهي الذرة الوحيدة التي لا تملك نيوترون. تتألف ذرة الهيليوم من الكترونين، بروتونين ونيوترونين. ولهذا تختلف

تركيب الذرات العناصر من عنصرـــ الى اخر نتيجة لاختلاف عدد البروتونات في ذراتها وكيفية ترتيب الالكترون حول نواة الذرة لكل عنصر.

العناصر والمركبات والمخاليط

حيث توجد المادة على هذه الحالات، سواء كان ذلك في المختبر ام في المنزل او في أي مكان اخر.

١- العناصر (Elements)

هي ابســط حالات المادة وهي توجد غالبا في ظروف المختبر، لكن يوجد بعض العناصر بشــكل حر في الطبيعة أيضـا. وهناك (109) عناصر معروفة بشـكل مؤكد حتى الان وهي الوحدات البنائية الاسـاسـية لباقي أصناف المادة. ولكن عدد العناصر التي تشكل أهمية من الناحية الكيميائية والعملية هي اقل بكثير من (109) عنصر.

٢- المركبات (Compounds)

تتحد ذرات العناصر المختلفة مع بعضـــها البعض مكونة المركبات. ويتميز المركب بأنه يحتوي على العناصر نفسه متحدة مع بعضها بنسـبة ثابتة تحت أي ظروف، وهذا هو أساس قانون النسـب الثابتة. والجزيء هو ابســط وحدة بنائية في المركب، وهو مكون من ذرتين او أكثر من عناصر مختلفة، مرتبطة مع بعضـها البعض بروابط كيميائية. ففي جزيء الماء ترتبط ذرتان من الهيدروجين مع ذرة اوكسـجين، أي بنسبة (8.0) غم اوكسجين الى (1.0) غم هيدروجين.

وتتميز العناصر والمركبات بان لها تركيبا متجانسا وثابتا.

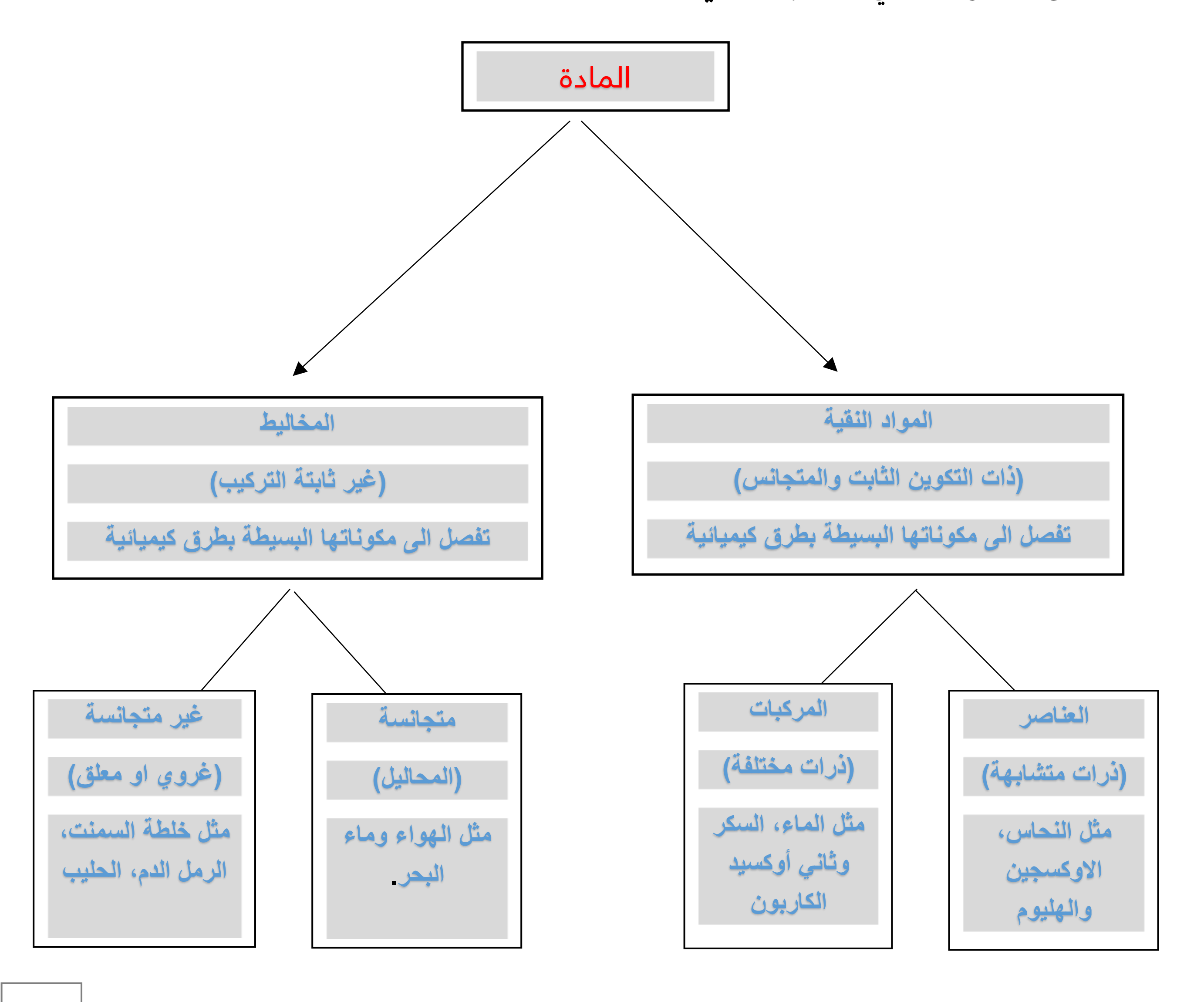
٣- المخاليط (Mixtures)

تنشأ المخاليط من وجود عناصر و/ أو مركبات مخلوطة مع بعضها البعض بنسب مختلفة. والمخاليط امـا تكون مخـاليط متجـانســـة (homogeneous mixtures) او مخـاليط غير متجـانســـة (heterogeneous mixtures). حيث تكون في المخاليط المتجانسـة نسـبة مكونات المخلوط ثابتة في جميع انحاء المخلوط نفســه، ولكن قد تختلف نســبة المكونات من مخلوط الى اخر. ومن الأمثلة

على المخاليط المتجانســة المحاليل المختلفة مثل محلول ملح الطعام او حامض الاســتياك في الماء ومخاليط الغازات.

اما المخاليط غير المتجانسـة فأن مكونات المخلوط فيها تظهر بنسـب مختلفة من موضـع الى اخر في العينة نفسها من المخلوط. ومثال ذلك مخلوط الرمل والملح.

تعتبر المخاليط الغروية **(Colloidal Mixture)** حالة خاصـة من المخاليط غير المتجانســة، حيث تكون دقائق المادة المكونة للعالق صــغيرة جدا، مثل شراب ادوية المضــادات الحيوية للأطفال (اموكسـيلين) او ادوية مضـادات الحموضة السـائلة (مالوكس). ويمكن ان يكون للمخلوط تركيب شـبه متجانس كما هو الحال في الحليب والكريمات.



*تستعمل الطرق الكيميائية لتحليل المركبات الى العناصر المكونة لها وقد تكون هذه الطرق بسيطة أحيانا ومعقدة أحيانا أخرى. اما فصل المخاليط الى مكوناتها الاصلية فيمكن إنجازه باستخدام الطرق الفيزيائية للفصل مثل التبخير والتبلور الجزيئي وغير ذلك من الطرق. ومثال ذلك تحلية مياه البحر في دول الخليج العربي بالتبخير (التقطير).

الجزيئات والصيغ الكيميائية: -

الجزيء هو تجمع لذرتين ع الأقل بترتيب معين وتتماسك مع بعضها بقوى خاصة وتستعمل الصيغ الكيميائية لتمثيل الجزيئات. فالصيغة الكيميائية توضح التركيب الكيميائي للمادة المركبة بواسطة الرموز الكيميائية. والذي يهمنا من الصيغ الكيميائية ثلاثة أنواع هي: -

١- الصيغة الجزيئية (Molecular Formula)

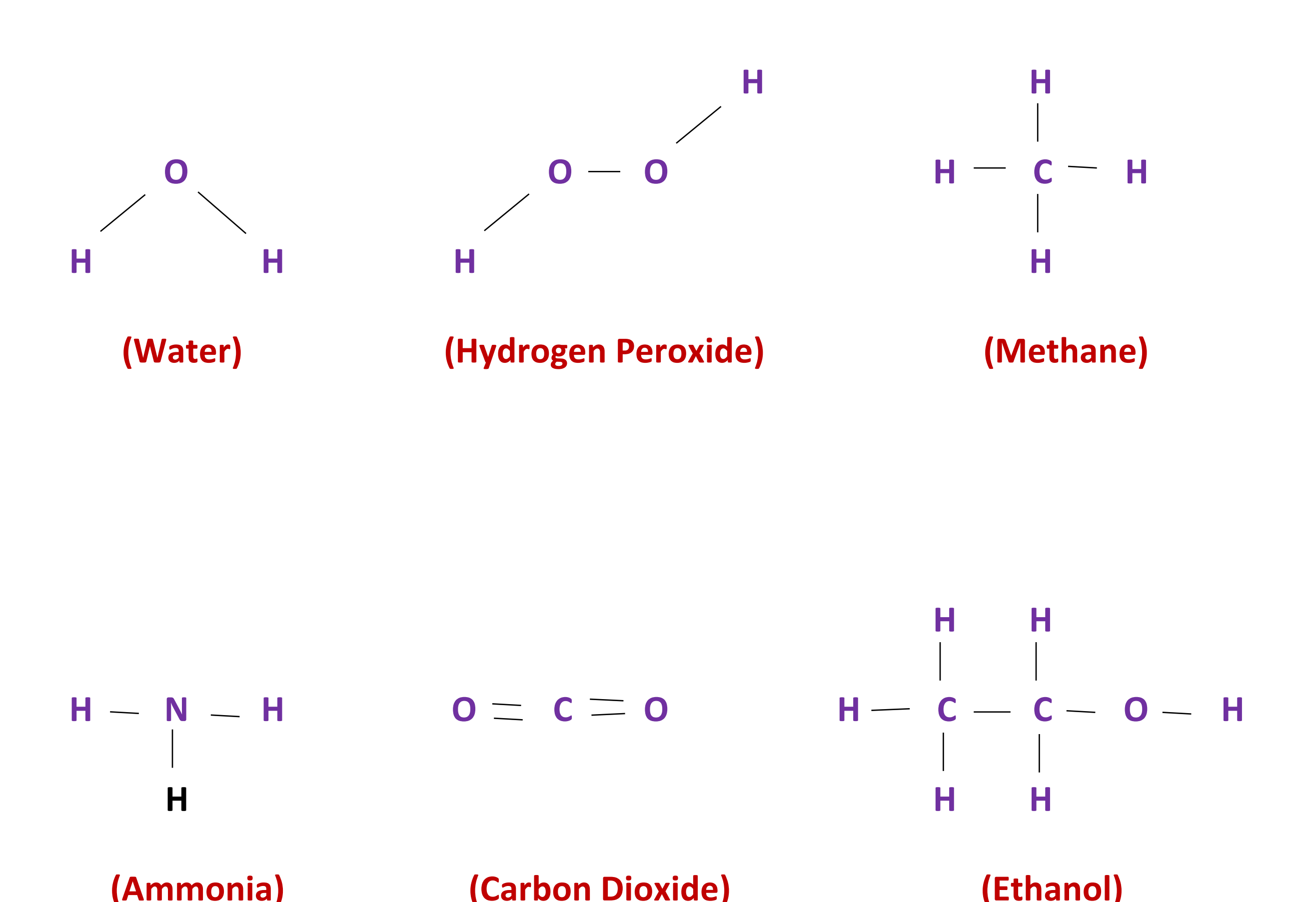
تبين هذه الصيغة الاعداد الحقيقية لذرات العناصر وانواعها في الجزيء. ويتألف ابسط نوع للجزيء من ذرتين فقط وتدعى ثنائية الذرة. الصيغة الجزيئية للجزيئات الثنائية الذرة لكل من الهيدروجين، النيتروجين، الاوكسجين، الفلور والكلور هي (H_2, N_2, O_2, F_2, Cl_2) على التوالي. وفي كل حالة يمثل الرقم عدد الذرات في الجزيء. وبطبيعة الحال يمكن ان تحتوي الجزيئات الثنائية الذرة ذرات لعناصر مختلفة كما في كلوريد الهيدروجين (HCl) وأول أوكسيد الكاربون (CO). اما الجزيئات التي تحتوي على أكثر من ذرتين فتسمى جزيئات متعددة الذرة مثل الأوزون (O_3) والماء (H_2O) والامونيا (NH_3) والكلوكوز ($C_6H_{12}O_6$) وغيرها. ان الصيغة الجزيئية لبيروكسيد الهيدروجين هي (H_2O_2) وان هذه الصيغة تبين لنا بأن كل جزيئة منه تتألف من ذرتي هيدروجين وذرتي اوكسجين حيث ان نسبة ذرات الهيدروجين الى الاوكسجين هي (2:2).

٢- الصيغة التجريبية او الأولية (Empirical Formula)

ان الصيغة التجريبية لبيروكسيد الهيدروجين تكتب هكذا (HO) وعليه فأن هذه الصيغة تبين نوع الذرات الموجودة وابسط نسبة عددية صحيحة بينها ولا تعطي العدد الحقيقي للذرات الموجودة في الجزيء. وكمثال اخر مركب الهايدرازين الذي صيغته الجزيئية (N_2H_4) اما الصيغة الأولية له فهي (NH_2) حيث نسب ذرات النتروجين الى الهيدروجين هي (2:1) وفي العديد من الجزيئات تتماثل الصيغة الجزيئية مع الصيغة الأولية ومثال ذلك جزي الماء (H_2O)، الامونيا (NH_3)، ثاني أوكسيد الكاربون (CO_2)، الميثان (CH_4) وغيرها.

٣- الصيغة التركيبية (Structural Formula)

تستعمل الصيغة التركيبية البنائية لغرض معرفة ترتيب الذرات في الجزيء. وتبين الصيغة التركيبية العدد الحقيقي للذرات وانواعها الموجودة في الجزيئة وكذلك كيفية الارتباط الكيميائي للذرات مع بعضها. وفي ادناه بعض الصيغ البنائية لبعض المركبات الشائعة: -



H — Cl

(Hydrogen Chloride)

المحاضرة الرابعة

الذرة Atom: -

هي أصغر جزء من العنصر يمكن ان يدخل في التفاعلات دون ان ينقسم. وذرات العنصر الواحد متشابهة، بمعنى ان العناصر تختلف عن بعضها البعض باختلاف ذراتها. مثلا ذرة الاوكسجين O، ذرة الكاربون C ذرة النحاس Cu.

الجزيء Molecule: -

أصغر جزء من المادة (عنصرا او مركبا) ويمكن ان يوجد على حالة انفراد وتتضح فيه خواص المادة.

- اقسام الجزيئات

١. جزيئات أحادية الذرة mono atomic molecules

هي الجزيئات التي تحتوي على ذرة واحدة فقط مثل الغازات الخاملة مثلا جزي الهليوم He، جزيء الاركون Ar، جزيء النيون Ne. وهذا يعني انه يمكن القول على الرمز He ذرة هيليوم او جزيء هليوم وكذلك بقية الغازات الخاملة

٢. جزيئات ثنائية الذرة Diatomic molecules

هي الجزيئات التي تحتوي على ذرتين فقط، وهي سبعة جزيئات: - جزي الاوكسجين O_2، جزي الكلور Cl_2، جزي اليود I_2، جزي الهيدروجين H_2، جزي النتروجين N_2، جزي البروم Br_2، جزي الفلور F_2.

٣. جزيئات عديدة الذرات Polyatomic molecules

هي الجزيئات التي تحتوي على أكثر من ذرتين. مثلا جزيء الأوزون O_3، جزيء الفسفور P_4، جزيء الكبريت S_8.

٤. جزيئات المركبات Molecules of Compound

هي الجزيئات التي تحتوي على نوع مختلف من الذرات مثلا جزيء الماء H_2O، جزيء الكلوكوز $C_6H_{12}O_6$.

- خواص المادة (Properties of Matter)

١- الخواص الفيزيائية Physical Properties

هي الخواص التي يمكن ادراكها بالحواس. مثلا اللون، الطعم، الرائحة، درجة الغليان، درجة التجمد، اللمعان، الحجم، الكثافة، الوزن.

٢- الخواص الكيميائية Chemical Properties

هي صفات المادة التي تتضح عندما تدخل المادة في تفاعل كيميائي مثلا الحموضة والنشاط الكيميائي.

- **تغيرات المادة Change of Matter**

١- التغير الفيزيائي Physical Change

هو تغير ظاهري يحدث للمادة دون ان يفقدها هويتها. مثلا غليان الماء، تجمد الماء، ذوبان السكر في الماء، انصهار الثلج، تكثف الماء، كسر الزجاج، تحول المادة من حالة صلبة الى سائلة الى غازية والعكس.

٢- التغير الكيميائي Chemical Change

هو تغير يحدث للمادة فيحولها من مادة الى أخرى ذات خواص مختلفة عن المادة المكونة لها. مثل احتراق الفحم، انفجار قنبلة، صدأ الحديد، الحليب الفاسد...

- **العلاقات الكتلية للذرات**

من المعروف ان الكيمياء علم كمي، لذا سوف يتم في الفقرات اللاحقة التعرف الى بعض المصطلحات والتعبيرات التي تعرف وتوضح العلاقات الكمية بين الذرات.

العدد الذري، العدد الكتلي، النظائر

العدد الذري للعنصر (Atomic Number) ويرمز له بالرمز (Z): -

هو عدد البروتونات في نواة كل ذرة من ذرات ذلك العنصر ولان عدد البروتونات يساوي عدد الالكترونات في الذرة المتعادلة فأن العدد الذري يمثل أيضا عدد الالكترونات الموجودة في الذرة. ولذلك فأن تمييز الذرة يتم من خلال عددها الذري فمثلا العدد الذري للكاربون هو 6 وهذا يعني ان كل ذرة كاربون متعادلة تملك (6 بروتونات) و (6 الكترونات).

العدد الكتلي للعنصر (Mass Number) ويرمز له بالرمز (A): -

هو العدد الكلي للنيوترونات والبروتونات الموجودة في نواة كل ذرة من ذرات ذلك العنصر حيث كل نواة ذرة تحوي على البروتونات والنيوترونات (عدا نواة ذرة الهيدروجين).

عدد النيوترونات = العدد الكتلي – العدد الذري

العدد الكتلي = عدد البروتونات + عدد الالكترونات = العدد الذري + عدد النيوترونات

مثال/ اذا كان العدد الكتلي للفلور = (19) والعدد الذري= (9) بمعنى (تملك 9 بروتونات في النواة) اوجد عدد النيوترونات؟

الحل: -

عدد النيوترونات = العدد الكتلي – العدد الذري

= 19 - 9 = 10 نيوترون

في معظم الحالات فأن الذرات المختلفة لنفس العنصرـــ لا تمتلك دائما نفس الكتلة فمثلا هناك ثلاثة أنواع من ذرات الهيدروجين تختلف فقط في عدد النيوترونات وهذه الأنواع هي الهيدروجين الذي تمتلك ذرته بروتون واحد ولا تمتلك نيوترون والديوتيريوم الذي تمتلك ذرته بروتون واحد ونيوترون واحد والتريتيوم الذي تمتلك ذرته بروتون واحد ونيوترونان.

النظائر (Isotopes) هي الذرات التي تملك نفس العدد الذري وتختلف في العدد الكتلي.

ان التمثيل الرمزي المتبع والمقبول للعدد الذري والعدد الكتلي لأي عنصر (X) هو كما يلي: -

$$^{A}_{Z}X$$

A ← العدد الكتلي

Z ← العدد الذري

لذا يمكن كتابة النظائر للهيدروجين بالشكل التالي

$^{1}_{1}H$	$^{2}_{1}H$	$^{3}_{1}H$
Hydrogen	Deuterium	Tritium

مثال/ اوجد عدد البروتونات، النيوترونات والالكترونات لكل مما يأتي: -

A - $^{25}_{12}Mg$ B- $^{195}_{78}Pt$ C- $^{198}_{78}Pt$

الحل: -

العدد الذري = 12 لذلك فأن هناك 12 بروتون

العدد الكتلي = 25 لذلك فأن عدد النيوترونات = 25 – 12 = 13 نيوترون

عدد الالكترونات = عدد البروتونات = 12

الوزن الذري (Aw) Atomic Weight

من المعلوم ان الذرات صغيرة جدا فوزن ذرة الهيدروجين على سبيل المثال يساوي (1.67×10^{-24} gm) ووزن ذرة الاوكسجين يساوي (2.66×10^{-23} gm) وبذلك فأن التعامل مع هذه الأرقام الصغيرة جدا امر في غاية الصعوبة ولذلك فمن المناسب مقارنة اوزان الذرات مع بعضها البعض وقد نتج عن هذه المقارنة اوزان نسبية للذرات فمثلا الاوزان النسبية للذرات (H, C, O) هي على التوالي (1, 12, 16) وقد وضع لهذه النسبة تسمية وهي وحدة الكتلة الذرية (Atomic mass unit) ويرمز لها اختصارا (amu) فمثلا:

الوزن الذري (الكتلة الذرية) للهيدروجين (H) = 1 amu

الوزن الذري (الكتلة الذرية) للأوكسجين (O) = 16 amu

ولقد وجد ان وحدة الوزن الذري تتناسب مع الاوزان الفعلية للذرات وان وحدة الوزن الذري (amu) تساوي: -

$$1 \text{ amu} = 1.661 \times 10^{-24} \text{ gm}$$

تعريف الوزن الذري

هو معدل كتلة ذرات العنصر بالنسبة لكتلة ذرة الكاربون $^{12}_{6}C$ والتي حددت ب 12 وحدة كتلة ذرية (amu) وتختصر أحيانا بـ (u).

الوزن الذري للعنصر = (الوزن الذري لنظيره الأول × نسبة وجوده) + (الوزن الذري للنظير الثاني × نسبه وجوده) + ...

مثال/ اذا كانت ذرات الكلور توجد في الطبيعة كما يلي

كلور ^{35}Cl بنسبة 75.4% و كلور ^{37}Cl يوجد بنسبة 24.6% فما الكتلة الذرية (Aw) للكلور؟

الحل: -

$$Aw_{Cl} = (\frac{75.4}{100} \times 35) + (\frac{24.6}{100} \times 37) = 35.49 \text{ amu}$$

المحاضرة الخامسة

الوزن الجزيئي ووزن الصيغة (molecular weight and formula weight)

الوزن الجزيئي (molecular weight)

هو مجموع الاوزان الذرية المكونة للجزيء ويرمز له بالرمز (Mw). ويســـتخدم الوزن الجزيئي للمركبات التي توجد على هيئة جزيئات في الطبيعة ومن الأمثلة على المركبات التي تحتوي على ايونات:
- المركبات الايونية مثل مركب ملح الطعام كلوريد الصوديوم (*NaCl*).

مثال/ اوجد الوزن الجزيئي (Mw) للجزيئات التالية: -

N_2, NO, C_2H_6, N_2O_4, $C_8H_{18}O_4N_2S$, CO_2, H_2O_2, $Ca(NO_3)_2$, $Al_2(CO_3)_3$, $MgSO_4.7H_2O$, H_2SO_4, C_2H_5OH, $Zn(NO_3)_2$, $C_6H_{12}O_6$, $C_8H_{10}N_4O_2$

علما ان الاوزان الذرية

(H=1, C=12, O=16, Mg= 24.3, Al= 27, N= 14, S=32.1, Ca=40.1, Zn= 65.4)

Sol.

$Mw_{N2} = (2 \times 14) = 28$ amu

$Mw_{NO} = (14) + (16) = 30$ amu

$Mw_{C2H6} = (2 \times 12) + (6 \times 1) = 30$ amu

$Mw_{C8H18O4N2S} = (8 \times 12) + (18 \times 1) + (4 \times 16) + (2 \times 14) + (1 \times 32.1) = 238$ amu

$Mw_{Al2(CO3)3} = (2 \times 27) + 3[(1 \times 12) + (3 \times 16)] = 234$ amu

$Mw_{MgSO4.7H2O} = (1 \times 24.3) + (1 \times 32.1) + (4 \times 16) + 7[(2 \times 1) + (1 \times 16)] = 246.4$ amu

مثال/ اوجد وزن الصيغة (Fw) لما يلي: - NaCl, Na_2SO_4

علما ان الاوزان الذرية: - Cl= 35.5, Na= 23, S= 32, O= 16

Sol.

$Fw_{NaCl} = 23 + 35.5 = 58.5$ amu

$Fw_{Na2SO4} = (2 \times 23) + 32 + (4 \times 16) = 142$ amu

ملاحظة/ كثير من المراجع تستخدم مصطلح الوزن الجزيئي ليشمل أيضا وزن الصيغة للمركبات الايونية والتساهمية للتبسيط.

المول (The Mole)

تعريفه: هو الكمية التي تحتوي على عدد أفوجادرو (NA) من الذرات او الجزيئات او الايونات... الخ.

عدد افوجادرو (NA)

هو احتواء المول الواحد من أي مادة سواء أكانت (جزيئات، ذرات، ايونات .....) على هذا العدد (6.022×10^{23}) من الذرات او الجزيئات او الايونات.

$$N_A = 6.022 \times 10^{23} \text{ (molecules)}$$

ونظرا لأنه يصعب حساب الوزن الذري لذرة واحدة وذلك لصغرها لذلك فمن المناسب ان تضخم الكمية حتى يمكن التعامل معها وذلك بأخذ مول واحد من الذرات او الجزيئات أي عدد افوجادرو من الذرات او الجزيئات.

امثلة توضيحية

- **مول واحد من جزيئات الاوكسجين (O_2) يحتوي على 6.022×10^{23} (molecules)**
- **مول واحد من ذرات الاوكسجين (O) يحتوي على 6.022×10^{23} (atoms)**

وقد وجد عمليا ان الوزن بالغرام = الوزن الذري من الذرات = الوزن الجزيئي من المركبات عدديا.

الكتلة المولية (Molar Mass)

هي كتلة مول واحد من الذرات او الجزيئات او الايونات ووحدتها (gm/mole). فإذا كان المراد حسابه هو الوزن الجزيئي لمول من الجزيئات وكان له وزن بوحدة (amu) فأن وحدة الوزن سوف تكون (gm/mole) بدلا من (amu) ويطلق على الوزن حينها بالكتلة المولية او الوزن المولي.

مثال / اوجد الوزن الجزيئي (Mw) لمول واحد من الجزيئات التالية بوحدة (gm/mole)

N_2, C_2H_5OH, $Zn(NO_3)_2$

علما ان الاوزان الذرية: - H=1 N=14, C=12, O=16, Zn = 65.4

Sol.

$Mw_{N_2} = 2 \times 14 = 28$ gm/mole.

Mw_{C2H5OH} = (2 × 12) + (5 × 1) + 16 + 1= 46 gm/mole.

$Mw_{Zn(NO3)2}$ = 65.4 + 2 (14 + (3 × 16)) = 189.4 gm/mole.

ملاحظة: - بالنسبة لمول واحد من الذرات الأحادية مثل (K, Ar, Ne, Al, Fe, …) فان وزن مول منها يطلق عليه بالوزن الذري ورمزه (Aw)

مثال / احسب عدد الذرات (K, S, O) الموجودة في مول واحد من (K_2SO_4)؟

قبل البدء بحل المثال يجب ان نتعلم طرق حساب عدد المولات: -

١- عدد المولات = وزن المادة بوحدات الغرام مقسوما على الوزن الجزيئي للمول.

$$n. = \frac{Wt\ (gm)}{Mwt\ (gm/mole)}$$

٢- عدد المولات = عدد الجزيئات او الذرات او الايونات مقسوما على عدد افوجادرو.

$$n. = \frac{N(atoms, moleculas, ions)}{NA}$$

ومن هذ القانون يمكن حساب عدد الجزيئات او الذرات او الايونات (*N*)

عدد الجزيئات = عدد المولات × عدد افوجادرو

$$N = n \times N_A$$

٣- عدد المولات = التركيز بالمولارية مضروبا في حجم المحلول بوحدة اللتر.

$$n. = M \times V(lit.)$$

حيث: -

M: - التركيز بالمولارية (mole/ L)

V: - حجم المحلول باللتر

ملاحظة: - عند اســـتخدام وحدة (ml or cm^3) بدلا من وحدة اللتر فأنه لابد من تحويلها الى وحدة اللتر بقسمة الحجم على 1000

$$n. = M \times \frac{V}{1000}\ (lit.)$$

نعود الان لحل المثال السابق: -

مول واحد من (K_2SO_4) يحوي على 6.022×10^{23} جزيئة (molecules)

- عدد ذرات البوتاسيوم الموجودة في مول واحد من (K_2SO_4)

$2 \times 6.022 \times 10^{23} = 1.2046 \times 10^{23}$ atoms

- عدد ذرات الكبريت الموجودة في مول واحد من (K_2SO_4)

$1 \times 6.022 \times 10^{23} = 6.022 \times 10^{23}$ atoms

- عدد ذرات الاوكسجين الموجودة في مول واحد من (K_2SO_4)

$4 \times 6.022 \times 10^{23} = 2.4092 \times 10^{23}$ atoms

مثال / احسب عدد الذرات (K, S, O) الموجودة في 2مول من (K_2SO_4)؟

الحل: -

عدد ذرات أي عنصر الموجودة في 2 مول من (K_2SO_4)

$N_{K2SO4} = n \times N_A$

$= 2 \times 6.022 \times 10^{23}$ molecules

عدد ذرات البوتاسيوم = عدد ذرات K × عدد مولات K_2SO_4

$(2 \times 6.022 \times 10^{23}) \times 2 =$

atoms 2.4092×10^{23} =

عدد ذرات الكبريت = عدد ذرات S × عدد مولات K_2SO_4

$(1 \times 6.022 \times 10^{23}) \times 2 =$

atoms 12.046×10^{23} =

عدد ذرات الاوكسجين = عدد ذرات O × عدد مولات K_2SO_4

$(4 \times 6.022 \times 10^{23}) \times 2 =$

atoms 48.176×10^{23} =

مثال/ ما عدد مولات ($NaHCO_3$) في عينة وزنها 420 غم، علما ان الكتل الذرية هي: -

(H=1, C=12, O= 16, Na= 23)

الحل: -

نحسب الوزن الجزيئي

$$M_{WT\ of\ NaHCO3} = 23 + 1 + 12 + (3 \times 16) = 84\ gm/mole$$

$$n._{NaHCO3} = \frac{Wt\ (gm)}{Mwt\ (gm/mole)} = \frac{420\ gm}{84\ (gm/mole)} = 5\ mole$$

مثال/ احسب عدد مولات (1500 molecules) من سكر السكروز ($C_{12}H_{22}O_{11}$)

الحل: -

$$n. = \frac{N(moleculas)}{NA} = \frac{1500}{6.022 \times 10^{\wedge}23} = 2.49 \times 10^{-21}\ Mole$$

مثال/ احسب عدد ذرات او جزيئات او ايونات ما يلي علما ان عدد افوجادرو هو (6.022×10^{23})

١- 1.2 مول من المركب $C_6H_{12}O_6$
٢- 20 غم من جزيء Ca
٣- 0.5 مول من ايون OH السالب

الحل: -

١- عدد الجزيئات $C_6H_{12}O_6$ الموجودة في 1.2 مول هي: -

$$n. = \frac{N}{NA} \Rightarrow N_{(molecules)} = n. \times N_A = 1.2 \times 6.022 \times 10^{23} = 7.2 \times 10^{23}\ molecules$$

٢- عدد الذرات الموجودة في 20 غم من الكالسيوم هي: -

$$n. = \frac{N}{NA} \Rightarrow N_{(atoms)} = n. \times N_A = \frac{Wt\ (gm)}{Awt\ (gm/mole)} \times N_A = \frac{20}{40} \times 6.022 \times 10^{23}$$

$$= 3.011 \times 6.022 \times 10^{23}\ Atoms$$

٣- عدد ايونات الهيدروكسيد الموجودة في 0.5 مول هي: -

$$n. = \frac{N}{NA} \Rightarrow N_{(ions)} = n. \times N_A = 0.5 \times 6.022 \times 10^{23} = 3.011 \times 6.022 \times 10^{23}\ ions$$

المحاضرة السادسة

تحديد صيغة المركب (Determining the Formula of A Compound)

كما ذكر سابقا تقسم الصيغة الكيميائية الى عدة أنواع منها: -

1- **الصيغة الجزيئية (Molecular Formula): -**

هي الصيغة الأكثر تعقيدا ووضوحا وتعطينا فكرة كاملة عن أنواع الذرات المكونة للمركب واعدادها الصحيحة مثلا $C_6H_{12}O_6$

2- **الصيغة الأولية او البدائية (Empirical Formula): -**

هي الصيغة المبسطة التي تعطينا فكرة عن أنواع الذرات المكونة للمركب والنسب بين اعداد ذراتها. مثلا CH_2O ويمكن إيجاد النسبة بين الصيغة الجزيئية والصيغة الأولية من خلال القانون الاتي:

$$\text{Molecular Formula} = L \times \text{Empirical Formula}$$

***Where*: -** **L = (1, 2, 3...) عدد صحيح**

وايضا ممكن حساب (L) من خلال القانون الاتي: -

$$L = \frac{\text{الكتلة المولية للصيغة الجزيئية}}{\text{الكتلة المولية للصيغة الاولية}} = \frac{Mw\ of\ molecular\ formula}{Mw\ of\ empirical\ formula}$$

- **الكتلة المولية للصيغة الجزيئية تعطى بالسؤال ومنها نقوم بحساب الصيغة البدائية.**
- **يجب ان تكون الصيغة البدائية بأبسط صورة رياضية (لا يوجد قواسم مشتركة بين اعداد الذرات المكونة للمركب).**

Example 1: -Which of the Following is Not an Empirical Formula?

A- CH B- CH_2O C- $AlCl_3$ D- H_2O_2 E- N_2O_5 D- H_2O_2

Solution: -

لأنه في حالة الصيغة البدائية لا يوجد قاسم مشترك بين الاعداد

Molecular Formula = H_2O_2

Empirical Formula = HO

Example 2: -Determine the Empirical and Molecular Formulas for a Compound That Gives the Following Analysis (In Mass Percent)

71.65% Cl   24.27% C   4.07% H

In Addition, The Molar Mass is Known to Be 98.96 Gm/Mol.

Solution: -

١- نفرض انه يوجد لدينا 100 gm من هذ المركب وبذلك تصبح النسبة المئوية للعناصر عبارة عن كتلة وكالاتي: -

M Cl = 71.65 gm

M H = 4.07 gm

M C = 24.27 gm

٢- نوجد عدد مولات العناصر المكونة للمركب

$$n\ (\text{عدد المولات}) = \frac{M}{Mw} = \frac{\text{الوزن (الكتلة)}}{\text{الوزن الجزيئي او الوزن الذري للعنصر}}$$

$$n_{Cl} = \frac{71.65}{35.45} = 2.021 \text{ mole}$$

$$n_{C} = \frac{24.27}{12} = 2.021 \text{ mole}$$

$$n_{H} = \frac{4.07}{1} = 4.042 \text{ mole}$$

٣- نقسم على أصغر عدد مولات

Cl	C	H
$\frac{2.021}{2.021}$	$\frac{2.021}{2.021}$	$\frac{4.042}{2.021}$
Cl_1	C_1	H_2

= Empirical formula

٤- نقوم بحساب قيمة L

$$L = \frac{Mw\ of\ molecular\ formula}{Mw\ of\ empirical\ formula} = \frac{98.96}{(1*35.45+1*12+2*1)} = 2$$

٥- نقوم بحساب الصيغة الجزيئية

Molecular Formula = L × Empirical Formula

$= 2 \times (Cl_1\ C_1\ \ H_2)$

$= Cl_2C_2H_4$

Example 3: - A Chlorine Oxide Is 59.7% By Mass Of Cl. What Is The Empirical Formula Of The Oxide?

Sol.

Assume we have a 100 gm of this compound

Mass of Cl =59.7 gm

Mass of O = 100-59.7 = 40.39 gm

$n_{Cl} = \frac{M}{Mw} = \frac{59.7}{35.45} = 1.684$ mole

$n_O = \frac{M}{Mw} = \frac{40.3}{16} = 2.518$ mole

Cl	O
$\frac{1.684}{1.684}$	$\frac{2.518}{1.684}$
Cl_1	$O_{1.5}$

لا يجوز ان تكون الصيغة البدائية اعداد نسبية او كسرية لذا نضربها في ٢ لتحويلها الى اعداد صحيحة (يجب ان تكون اعداد الذرات صحيحة دائما).

$\Rightarrow 2 \times (Cl_1O_{1.5})$

$\Rightarrow Cl_2O_3$

Exercise: - A compound has an empirical formula of C_2H_3N and a molecular weight of 123 amu. What is the molecular formula of the compound?

a- $C_4H_6N_2$ b- $C_8H_{12}N_4$ c- C_2H_3N d- $C_3H_3N_3$ e- $C_6H_9N_3$

المصدر: - أسس الكيمياء العامة والفيزيائية لطلبة الهندسة والعلوم/ د. عمر بن عبد الله الهزازي/ كلية العلوم التطبيقية / جامعة ام القرى/2019

المحاضرة السابعة

الربط الكيميائي (Chemical Bonding)

- **كيف ترتبط الذرات: - في البداية لابد من التأكيد على ان جميع ذرات العناصر لا توجد في الطبيعة بشكل منفصل ومستقل عن بعضها البعض، بل انها تكومن مرتبطة بروابط معينة. باستثناء العناصر النبيلة، فهي تتواجد بشكل منفصل. علما بان الذرات عندما ترتبط ببعضها البعض لتصنع الجزيئات، فأنها قد تصنع جزيئات بسيطة مكونة من ذرتين فقط كما في (HCl, O_2, H_2) وقد تصنع جزيئات تحتوي على أكثر من ذرتين مثلا (CO_2, H_2O, NH_3) كما انه من الممكن انصل عدد الذرات في الجزيء الى مئات الألوف مثلا (جزيء البروتين، جزيء النشأ، جزيء السيليلوز).**

سؤال/ ما الهدف من نشوء الروابط الكيميائية وكيف يمكن تحقيقها؟

الجواب/ ان الهدف منها هو الوصول الى أكبر قدر من الاستقرار والثبات ويتم ذلك من خلال:

1. **خفض الطاقة (أي وصول الذرات الى اقل قدر ممكن من الطاقة) حيث يتناسب الاستقرار تناسبا عكسيا مع الطاقة فكلما قلت الطاقة زاد الاستقرار. مثلا: - تسقط الاجسام نحو الأرض سقوطا حرا بفعل الجاذبية الأرضية، مما يؤدي الى خفض طاقتها عند وضعها واستقرارها على الأرض (أي ان قوى التجاذب قللت الطاقة وبالتالي زاد الاستقرار) وحصل الارتباط مع الأرض.**
2. **وصول التركيب الالكتروني للذرات الى حالة الغازات الخاملة وذلك بفقد الالكترونات او اكتسابها او المساهمة بها، وهذا الذي يجعل الذرات نشيطة كيميائيا وبدرجات متفاوتة، وبناءا على ذلك تحدث التفاعلات الكيميائية بينها.**

لقد تبين للباحثين ان ذرات العناصر النبيلة لا تميل الى صنع الروابط الكيميائية وذلك لان مستواها الأخير يكون مكتملا كليا بالإلكترونات، مما يجعلها في حالة استقرار وهي على شكل ذرات منفصلة، أي انها تكون لديها اكتفاء ذاتي بالإلكترونات وليست بحاجة الى الارتباط بغيرها، لذلك فهي تعتبر خاملة نسبيا أي انها قليلة النشاط الكيميائي.

سؤال/ هل يمكن ان يكون اقل قدر ممكن من الطاقة بارتباط الذرات دائما؟ اعط مثالا على ذلك.

الجواب/ لا، فقد يمكن ان يكون اقل قدر ممكن من الطاقة ببقاء الذرات منفصلة عن بعضها البعض ومثال ذلك الغازات النبيلة مثل الهليوم والاركون.

- **أنواع الروابط الكيميائية (Types of Chemical Bonds)**
  1. **الرابطة الايونية**

٢- الرابطة التساهمية
٣- الرابطة الفلزية
٤- الرابطة التناسقية
٥- الرابطة الهيدروجينية

أولا: - الرابطة الايونية Ionic Bond

- تنشأ بانتقال كامل للإلكترونات من ذرة الى أخرى.

مثال / كلوريد الصوديوم(NaCl)

$$\dot{Na} + \cdot\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}: \longrightarrow Na^{+} + :\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:^{-}$$

مثال اخر / فلوريد الليثيوم (LiF)

$$\dot{Li} + :\ddot{\underset{\cdot}{F}}: \longrightarrow Li^{+} + :\ddot{\underset{\cdot\cdot}{F}}:^{-}$$

مثال اخر / كلوريد المغنسيوم ($MgCL_2$)

$$\ddot{Mg} + 2\,\cdot\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}: \longrightarrow :\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}: + Mg^{+} + :\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:^{-}$$

لاحظ الأمثلة / ان هذه الرابطة تنشـــأ بين ذرتين احداهما ترغب بفقد الالكترونات هي (الفلزات) والأخرى ترغب بكسب الالكترونات (اللافلزات) بهدف وصول كليهما الى تركيب الكتروني شبيه بتركيب الغاز النبيل.

ملاحظات: -

- تزداد قوة الرابطة كلما زاد ميل الفلزات لفقد الالكترونات.
- تزداد قوة الرابطة الايونية كلما زاد ميل اللافلزات لكسب الالكترونات.
- إذا توفرت ذرة لديها الميل لكســـب الالكترونات ولكن الذرة الأخرى لا ترغب بفقد الالكترونات فأنه لا تنشأ الرابطة الايونية.
- ان المركبات أعلاه تستطيع توصيل التيار الكهربائي.
- تتكون الرابطة الايونية من التقاء الايونات الموجبة والســالبة معا بحيث لا يؤدي التقائهما معا الى تعادل الشـــحنات بينهما بل تبقى الايونات محتفظة بالشـــحنات التي تحملها ومرتبطة مع

بعضـــها بقوى التجاذب الكهربائي في بناء بلوري خاص بها ومثال ذلك الرابطة الايونية في ملح الطعام.

$$Na^{+} + Cl^{-} \longrightarrow Na^{+}Cl^{-}$$

ايون موجب　　ايون سالب　　ايونان مرتبطان معا برابطة ايونية

وبناءا على ذلك فأن الرابطة التي تنشــأ في جزيء الماء من التقاء ايون الهيدروجين (H^{+}) مع ايون الهيدروكســيد (OH^{-}) لا تعتبر رابطة ايونية حيث انه يحدث عند التقاء الايونين معا تعادل للشــحنات الكهربائية وتزول الايونية عن المركب الناتج كما يلي: -

$$H^{+} + OH^{-} \longrightarrow H — :O: — H$$

ايون موجب　　ايون سالب　　مركب غير ايوني لان الشحنات زالت عنه

ثانيا: - الرابطة التساهمية (Covalent Bond)

- تنشــأ هذه الرابطة عندما تشــارك ذرة مع أخرى بإلكترون واحد او أكثر في محاولة الوصــول الى تركيب الكتروني شبيها بتركيب الغاز الخامل لكلا الذرتين.
- تكون الرابطة التســاهمية نقية (Pure Covalent) عندما تشــارك ذرتان من نفس العنصر في تكوين الرابطة مثل H_2, O_2, Cl_2 وهكذا...
- عندما تشـــارك ذرتان مختلفان في تكوين الرابطة تكون الرابطة تســـاهمية قطبية (Polar Covalent) مثل (HCl).

أنواع الروابط التساهمية: -

١- الرابطة الأحادية التساهمية مثل (H_2) حيث تشترك بها الذرتين بزوج واحد من الالكترونات.

$$H. + .H \longrightarrow H\,.\,.\,H$$ تمثيل النقط (تمثيل لويس)

٢- الرابطة الثنائية التساهمية مثل (O_2) حيث تشترك بها الذرتين بزوجين من الالكترونات

$$:O + :O \longrightarrow O::O$$

٣- الرابطة الثلاثية التساهمية مثل (N_2) حيث تشترك بها الذرتين بثلاث ازواج من الالكترونات

$$:\dot{N}. + :\dot{N}. \longrightarrow :N\vdots\vdots N:$$

ملاحظة: -

المركبات التساهمية ليس لها القدرة على نقل التيار الكهربائي سواء أكانت في حالة الصلابة او في حالة السيولة (حالة المحاليل والمصاهير).

وهذا يعني ان المركبات الكيميائية من حيث التوصيل الكهربائي نوعان هما: -

١- المركبات الايونية / هي مركبات غير موصلة للكهرباء في حالة الصلابة ولكنها تصبح موصلة للكهرباء في حالة السيولة (في حالة المحاليل والمصاهير).

٢- المركبات التساهمية (الجزيئية) / هي مركبات غير موصلة للكهرباء دائما مهما كانت حالة المادة صلبة او سائلة.

- ولقد اعتبرت خاصية التوصيل الكهربائي في حالة المحاليل والمصاهير نقطة فاصلة للتميز بين المركبات الايونية والمركبات الجزيئية (التساهمية).

ثالثا / الرابطة التناسقية: -

هي احدى أنواع الروابط التساهمية فهي بين ذرتين تقدم احداهما زوجا من الالكترونات وتقدم الأخرى فلكا فارغا ليستقبل زوج الالكترونات القادم من الذرة الأخرى.

مثال / ذلك ارتباط البروتون (H^+) مع الامونيا (NH_3) لتكوين الامونيوم (NH_4^+)

$$H^+ + :NH_3 \longrightarrow [NH_4]^+$$

مثال اخر تكوين ايون الهيدرونيوم H_3O^+

$$H^+ + H_2\ddot{O}: \longrightarrow [H_3\ddot{O}]^+$$

رابعا: الرابطة الفلزية: -

هي الرابطة التي تنشــأ بين الفلزات وهي عبارة عن صــفوف من الأنوية الموجبة المنغرســة في بحر من الالكترونات حرة الحركة والشكل التالي يمثل رسما توضيحيا للرابطة الفلزية

e^- ⊕	e^- ⊕	e^- ⊕	e^- ⊕	e^- ⊕
e^- ⊕	e^- ⊕	e^- ⊕	e^- ⊕	e^- ⊕
e^- ⊕	e^- ⊕	e^- ⊕	e^- ⊕	e^- ⊕

من المعلوم ان الفلزات تمتلك في مســتواها الأخير عدد من الالكترونات لا يزيد عن ثلاثة الكترونات كحد اقصى وهذه الالكترونات تشـكل عائقا يمنع الفلز من الاسـتقرار فيما لو بقيت مرتبطة بنواة الذرة لذلك فان هذه الالكترونات تحاول ان تبتعد عن دارات الذرة وتصــبح حرة الحركة لكي توفر للذرة الوصــول الى حالة الاســتقرار واثناء ابتعادها عن ذرتها فإنها تدخل تلقائيا في مدارات الذرات المجاورة وتتنقل بين مدارات هذه الذرات باسـتمرار وهذ بالتالي يوفر ارتباط الذرات الفلزية مع بعضـها البعض من خلال الالكترونات التي تتنقل بين المدارات وكأن الالكترونات تمثل الســمنت الذي يربط البناء بعضه مع بعض.

مميزات الفلزات

١- لها بريق ولمعان فلزي
٢- قابلة للطرق والسحب
٣- جيدة التوصيل للحرارة
٤- جيدة التوصيل للكهرباء سواء في حالة الصلابة او السيولة

ومن الجدير بالذكر ان سبب امتلاك الفلزات لهذه الصفات يعود الى حرية الحركة للإلكترونات في المستوى الأخير لذرات العناصر الفلزية.

ملاحظة: - تزداد قوة الرابطة الفلزية وكذلك درجات الانصــهار والصــلابة في الفلزات بزيادة عدد الالكترونات في المســتوى الأخير وإذا تســاوى عدد الالكترونات في المســتوى الأخير في مجموعة من

الفلزات فان الفلز الأصـــغر حجما يكون هو الفلز الذي يمتلك اعلى قوة رابطة فلزية وبالتالي هو اعلى درجة صلابة وانصهار.

مثال / أي الفلزات التالية ($_{11}Na$, $_{12}Mg$, $_{13}Al$) يمتلك: -

١- اقوى رابطة فلزية.
٢- اعلى درجة صلابة وانصهار.
٣- أكثر خواص فلزية.

الجواب

نقوم بالتوزيع الالكتروني لهذه الذرات للتعرف على الكترونات المستوى الأخير

$_{11}Na$: $1S^2$ $2S^2$ $2P^6$ $3S^1$ الكترون تكافؤ واحد

$_{12}Mg$: $1S^2$ $2S^2$ $2P^6$ $3S^2$ الكتروني تكافؤ

$_{13}Al$: $1S^2$ $2S^2$ $2P^6$ $3S^2$ $3p^1$ ثلاثة الكترونات تكافؤ

بما ان ذرة الالمنيوم ($_{13}Al$) تمتلك أكبر عدد من الكترونات التكافؤ (الكترونات المســـتوى الاخير) فان الإجابة تكون على النحو التالي: -

١- اقوى رابطة فلزية هو الالمنيوم ($_{13}Al$)
٢- اعلى درجة صلابة وانصهار هو الالمنيوم ($_{13}Al$)
٣- أكثر خواص فلزية هو الالمنيوم ($_{13}Al$)

وبشكل عام فان ترتيب هذه الذرات هو ($Al > Mg > Na$)

ملاحظة: -

- الفلز الأكبر حجما هو الذي يمتلك خواص فلزية أكبر.
- يزداد الحجم الذري في الزمرة بالاتجاه من الأعلى الى الأسفل.

خامسا الرابطة الهيدروجينية: -

هي نوع خاص من قوى قطبية – قطبية (dipole-dipole) تنشأ بين ذرة الهيدروجين (في رابطة مســـتقطبة مثل O-H او N-H) والذرات ذات الكهرو-ســـلبية العالية مثل الاوكســـجين او النتروجين او الفلور مثال HF.

المحاضرة الثامنة

المعادلات الكيميائية (Chemical Equation)

تمثل المعادلة الكيميائية التغيرات التي تحصل اثناء التفاعل الكيميائي. وتعطي المعادلة الكيميائية الموزونة المعلومات الكافية لإجراء الحسابات الكمية للمواد المتفاعلة والمواد الناتجة.

Reactions ⟶ Products

المتفاعلات النواتج

والمعادلة الموزونة هي تلك التي يوجد في كل من طرفيها العدد نفسه من الذرات لكل عنصر.

موازنة المعادلة الكيميائية (Balancing of Chemical Equation)

هناك طرق عديدة لوزن المعادلات. والطريقة الابسط التي سنستعملها تعتمد على إيجاد معاملات المواد الكيميائية بطريقة التجربة التي قد نخطأ فيها فنكررها حتى نصل الى الوزن الصحيح. ولوزن المعادلة نكتب صيغ المواد المتفاعلة والمواد الناتجة بشكل صحيح ثم نبدأ بتغيير المعاملات الى يسار الصيغ حتى نحصل على المعادلة الموزونة. وربما من الاسهل ان نبدأ بتغيير معاملات المواد الابسط ومعاملات العناصر التي تظهر مرة واحدة في المعادلة وان تؤجل وزن الصيغ المعقدة الى النهاية. وأيضا من الأفضل ان نترك وزن الاوكسجين والهيدروجين حتى الخطوة الأخيرة. وأحيانا تظهر بعض العناصر كجزء من مجموعة ايونية مثل (PO_4^{-3}, SO_4^{-2}, ...) وفي هذه الحالة اذا ظهرت المجموعة في طرفي المعادلة فأنها تعتبر وحدة واحدة.

مثال/ وزن المعادلة التالية: -

$$C_6H_{12}O_6 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$$

الحل: -

نلاحظ ان الكاربون يظهر مرة واحدة في كل طرف من طرفي المعادلة لذلك نبدأ به. ونلاحظ أيضا ان أكثر الصيغ تعقيدا هي صيغة الغلوكوز ($C_6H_{12}O_6$) لذلك نعطيها معامل (1) [أي نتركها للنهاية] ولوزن الكاربون نضع معامل (6) الى يسار (CO_2).

$$C_6H_{12}O_6 + O_2 \longrightarrow 6CO_2 + H_2O$$

والان نوازن عنصر الهيدروجين ويكفي ان نضع معامل (6) الى يسار (H_2O)

$$C_6H_{12}O_6 + O_2 \longrightarrow 6CO_2 + 6H_2O$$

وأخيرا بقي عنصر الاوكسجين الذي يظهر في كل المواد وهنا يكفي ان نضع معامل (6) الى يسار (O_2)

لنصل الى المعادلة الموزونة: -

$$C_6H_{12}O_6 + 6O_2 \longrightarrow 6CO_2 + 6H_2O$$

وبعد الانتهاء من وزن المعادلة يجب التأكد من وزنها بأن نحسب عدد ذرات كل عنصر.في كل طرف من المعادلة.

ملاحظة: -

ان تفاعل الاحتراق (التفاعل مع الاوكســـجين) لأي مركب عضـــوي يحتوي الكاربون والهيدروجين أو الكاربون والهيدروجين والاوكسجين فأنه ينتج عنه ($CO_2 + H_2O$)

Ex-2/ Balance this equation: -

$$C_2H_5OH_{(\mathcal{L})} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$$

Sol.

تبين المعادلة الكيميائية حالات المواد ســـائل ($\mathcal{L}$)، صـــلب (s)، غاز (g)، ومحلول مائي (aq) واعداد المولات للمواد المتفاعلة والناتجة.

١- نوزن ذرات الكاربون

$$C_2H_5OH_{(\mathcal{L})} + O_{2(g)} \longrightarrow 2CO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$$

٢- نوزن ذرات الهيدروجين

$$C_2H_5OH_{(\mathcal{L})} + O_{2(g)} \longrightarrow 2CO_{2(g)} + 3H_2O_{(g)}$$

٣- نوزن ذرات الاوكسجين

$$C_2H_5OH_{(\mathcal{L})} + 3O_{2(g)} \longrightarrow 2CO_{2(g)} + 3H_2O_{(g)}$$

Exercise/ balance the following equation

$$(NH_4)_2Cr_2O_{3(S)} \longrightarrow Cr_2O_{3(S)} + N_{2(g)} + H_2O_{(g)}$$

التفاعلات الكيميائية وانواعها: -

يحدث التفاعل الكيميائي بين المواد التي تخلط مع بعضها (المواد المتفاعلة) وعند توافر ظروف معينة تختفي هذه المواد وتتكون مواد جديدة تسمى بالمواد الناتجة.

وتقسم التفاعلات الكيميائية حسب اتجاه التفاعل الى قسمين هما: -

١- تفاعلات غير انعكاسية (غير عكسية) او (ذات اتجاه واحد $\longrightarrow$)
٢- تفاعلات انعكاسية (عكسية) او (ذات اتجاهين $\rightleftarrows$)

التفاعلات غير العكسية والتفاعلات العكسية (Irreversible and Reversible Reactions)

ا- التفاعلات غير العكسية (Irreversible Reactions): -

هو تفاعل يحدث باتجاه واحد فقط وهو اتجاه المواد الناتجة حيث تتفاعل فيه المواد المتفاعلة تفاعلا كليا عند ظروف معينة وتختفي هذه المواد وتتكون مواد جديدة تسمى بالمواد الناتجة حيث لا يكون لهذه المواد الناتجة – عند ظروف التفاعل- القدرة على ان تتفاعل مع بعضها (او تتحلل) لتكوين المواد الاصلية (المواد المتفاعلة) ويرمز لهذه التفاعلات بسهم ذو اتجاه واحد ($\longrightarrow$) يشير رأسه الى المواد الناتجة.

امثلة عن التفاعلات غير العكسية

1- $CH_4\,_{(g)} + 2O_2\,_{(g)} \longrightarrow CO_2\,_{(g)} + 2H_2O\,_{(g)}$

ففي هذه الحالة ســـوف يتفاعل الميثان (CH_4) كليا وفي نفس الوقت لا يحدث تفاعل بين (CO_2) و (H_2O) لإنتاج المواد المتفاعلة.

2- $C_{(g)} + O_2\,_{(g)} \longrightarrow CO_2\,_{(g)}$

3- $AgNO_3\,_{(aq)} + NaCl_{(aq)} \longrightarrow AgCl_{(s)} + NaNO_3\,_{(aq)}$

4- $NaOH_{(aq)} + HCl_{(aq)} \longrightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(\ell)}$

- ملاحظات: -

التفاعل غير العكسيــ يمتاز بحدوث اســـتهلاك تام لكامل تراكيز المواد المتفاعلة وتحويلها الى نواتج إذا خلطت بتراكيز مناسبة.
ولكن يجدر الانتباه الى ان معظم التفاعلات الكيميائية التي تصـــنف على انها غير عكســـية لا يحدث فيها ذلك بصورة تامة حتى لو كان ثابت التفكك لها عالي. وقد صنفت بانها غير عكسـية بسبب تفاعل معظم المواد المتفاعلة ولم يتبقى منها (أي من المواد المتفاعلة) الا كمية قليلة (ضــئيلة جدا) يصعب تقديرها مقارنة بالتراكيز المستهلكة منها.

ب- التفاعلات العكسية (Reversible Reactions): -

هي تلك التفاعلات التي تتم، عندما يكون للمواد الناتجة – عند ظروف التفاعل نفسها- المقدرة على ان تتفاعل مع بعضـــها (او تتحلل) لتكوين المواد الاصـــلية (المتفاعلة) مرة أخرى، أي ان التفاعل يسير باتجاهين (امامي وخلفي) ويرمز لهذه التفاعلات بسهمين لهما راسين متضادين ($\rightleftarrows$)
ومن الأمثلة على هذا النوع من التفاعلات الانعكاسية: -

1- $N_{2\,(g)} + 3H_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3\,(g)}$

2- $CaCO_{3\,(s)} \rightleftharpoons CaO_{\,(g)} + CO_{2\,(g)}$

3- $H_{2\,(g)} + Br_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2\,HBr_{\,(g)}$

فاذا اخذنا على سبيل المثال التفاعل الأول: -

- طريقة هابر (Haber) لتصنيع غاز النشادر NH_3 (الامونيا)

$$N_{2\,(g)} + 3H_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3\,(g)}$$

يعتبر هذا التفاعل مهم جدا من الناحية الصناعية حيث يستفاد من غاز الامونيا لتحويله الى حمض النتريك (HNO_3) ومن ثم الى نترات الامونيوم (NH_4NO_3) المستخدمة في تصنيع المتفجرات الخطرة وكذلك مخصبات الأرض للزراعة.

يتفاعل غاز النتروجين (N_2) مع غاز الهيدروجين (H_2) عند ظروف مناسبة لتكوين غاز النشادر (NH_3) ويسمى هذا التفاعل بالتفاعل الامامي طبقا للمعادلة التالية: -

$$N_{2\,(g)} + 3H_{2\,(g)} \longrightarrow 2NH_{3\,(g)}$$

ولكن عند ظروف التفاعل نفسها نجد ان النشادر المتكونة لديها المقدرة على التفكك لتعطي غازي النتروجين والهيدروجين (المواد المتفاعلة) مرة أخرى طبقا للمعادلة: -

$$2NH_{3\,(g)} \longrightarrow N_{2\,(g)} + 3H_{2\,(g)}$$

ويسمى هذا الاتجاه بالتفاعل الخلفي (Backward Reaction) ويقال حينها بأن هذا التفاعل تفاعل انعكاسي او تفاعل عكسي (Reversible Reactions) ويمكن كتابة المعادلة الكلية للتفاعل بين غازي النتروجين والهيدروجين على الصورة التالية: -

$$N_{2\,(g)} + 3H_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3\,(g)}$$

والسهم المزدوج يدل على إمكانية قراءة المعادلة بالاتجاهين (الاتجاه الامامي او الاتجاه الخلفي)

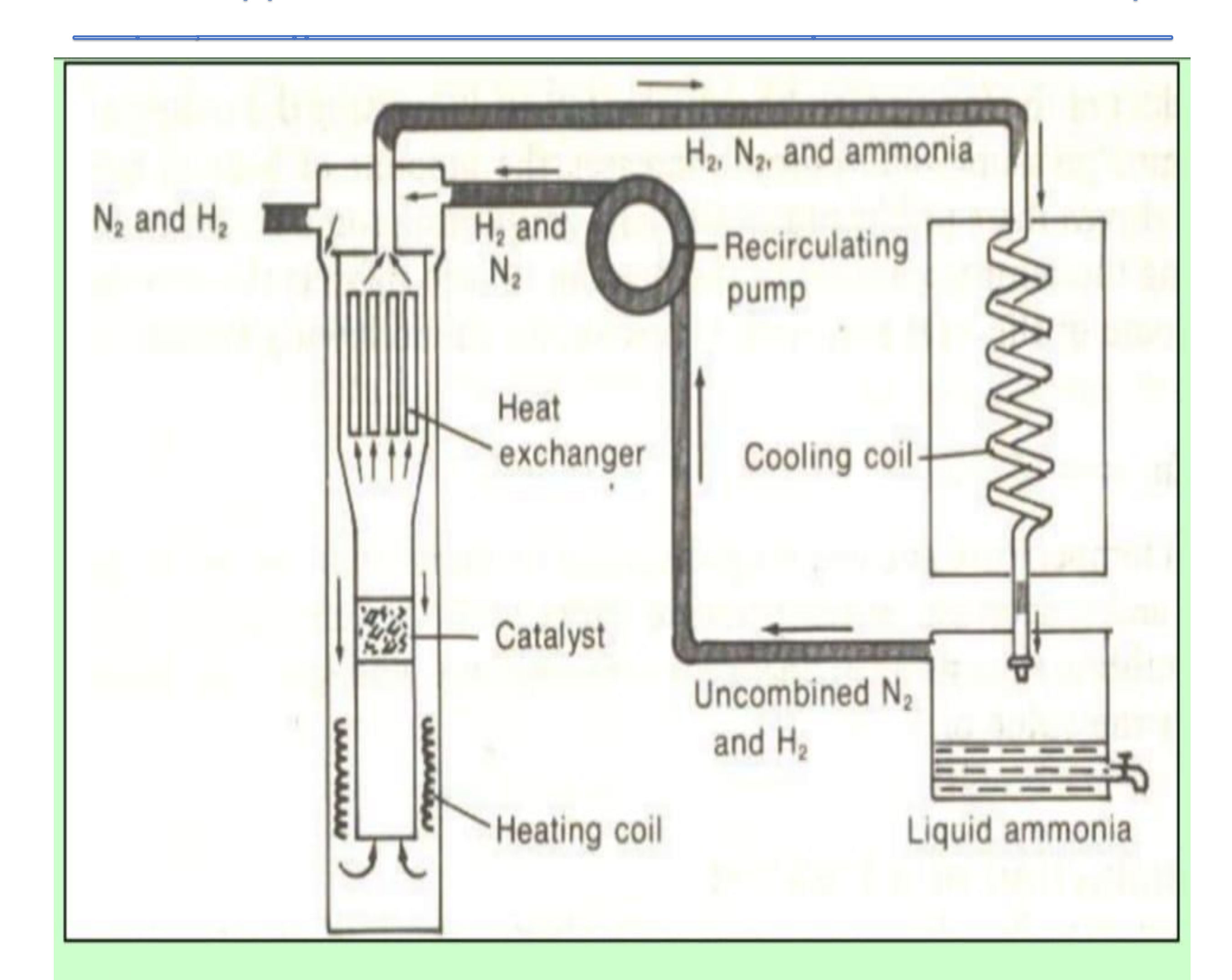


Fig. 3 : A simplified representation of the Haber process for synthesizing ammonia

وعند الاتزان سـيحتوي وسـط التفاعل على كميات ثابتة من المواد المتفاعلة (N_2، H_2) والمواد الناتجة (NH_3).

ويمكن توضيح ما حدث في التفاعل السابق على النحو التالي: -

١- عند خلط غازي النتروجين والهيدروجين –عند ظروف قياسـية- بهدف تفاعلهما وتكوين غاز النشـادر، تكون تراكيز غازي النتروجين والهيدروجين – في البداية - أكبر ما يكون وكذلك سرعة تفاعلهما تكون أكبر ما يمكن (سرعة التفاعل الامامي Forward Reaction).

٢- مع مرور الوقت تتناقص تركيزات كل من غازي النتروجين والهيدروجين وتتناقص سرعة تفاعلهما وفي نفس الوقت تتكون النشادر ويزداد تركيزها.

٣- عند ظروف التفاعل نفسها تتفكك النشادر (الناتجة) لتكوين غازي النتروجين والهيدروجين (المواد المتفاعلة) ويسمى هذا التفاعل (التفاعل الخلفي) ونتيجة زيادة تكون النشادر يزداد تركيزها فيؤدي ذلك الى زيادة سرعة التفاعل الخلفي.

وهكذا فان سرعة التفاعل الامامي (اتجاه تكوين النشـــادر) تتناقص، بينما تزداد سرعة التفاعل الخلفي (اتجاه تفكك النشادر المتكونة) حتى يصل التفاعلان الامامي والخلفي في لحظة معينة الى سرعة متساوية وتسمى هذه الحالة من التفاعل (حالة الاتزان الكيميائي) وهي حالة ديناميكية (حركية) نشطة وليست ستاتيك (ساكنة) حيث عندها يسير التفاعل في الاتجاهين الامامي والخلفي بالمقدرة والسرعة نفسها (أي ان معدل التكوين يساوي معدل التفكك).

المحاضرة التاسعة

أعداد التأكسد (Oxidation numbers)

يشير عدد التأكسد إلى عدد الشحنات التي يجب أن تملكها ذرة جزيئة إذا انتقلت الإلكترونات بصورة تامة بالاتجاه الذي يحدده الفرق بالكهروسلبية. مثال ذلك بما أن (F) أكثر كهروسلبية من H، فان عدد تأكسد الفلور في H الى F هو (-1)، وللهدروجين (+1) حيث اعتبرت الإلكترونات منتقلة تماما من H الى F وبذلك يمكن القول: انه يقال من العنصر متأكسد إذا ازداد عدد تأكسده في التفاعل. وإذا قل عدد تأكسد العنصر في التفاعل يقال عنه مختزل. ويجب العلم ان عدد التأكسد لا يمثل عدد الشحنات الحقيقية على الذرة، فاذا قلنا إن عدد تأكسد العنصر في مركب ما هو (3) فهذا لا يعني بالضرورة ان ذرة ذلك العنصر تحمل ثلاث شحنات موجبة صافيه.

تحديد أعداد التأكسد:

فيما يلي خلاصة القواعد العامة في تعيين أعداد التأكسد للعنصر في المركبات: -

- عدد التأكسد لأي عنصر في حالته الحرة (غير مرتبط) هو صفر بغض النظر عن تركيب الجزيئة مثال ذلك العناصر H_2، F_2، Li، Na ، P_4، O_2، S_4، وجميعها اعداد تأكسدها صفر.
- عدد التأكسد لأيونات الحاوية كل ذرة واحدة فقط يساوي الشحنة الموجودة على الأيون، مثال ذلك عدد تأكسد +K هو (+1)، وMg^{+2} هو (+2) Al^{+3} هو (+3)، -F هو (-1)، O^{-2} هو (-2)
- عدد تأكسد الفلزات في مركباتها دائما موجب لأنها تميل دائما لفقد الالكترونات.
- عدد تأكسد عناصر المجموعة الأولى (الفلزات القلوية) في مركباتها (+1)
- عدد تأكسد عناصر المجموعة الثانية (فلزات الاتربة القلوية) في مركباتها (+2)
- عدد تأكسد الالمنيوم في مركباته (+3).
- عدد تأكسد الهالوجينات (المجموعة السابعة) يساوي (-1) في المركبات الايونية مثل (NaCl, $AlBr_3$, MgI_2) ويكون موجبا في المركبات التي تحتوي على اوكسجين مثل (HOCl) اما الفلور فيكون عدد تأكسده (-1) في جميع مركباته.

- عدد تأكسد الاوكسجين في مركباته غالبا هو (2-) مثل: الماء (H_2O) واوكسيد الصوديوم (NaO).

باستثناء حالتين: -

١- في فوق الاكاسيد يكون (1-) مثل فوق أوكسيد الهيدروجين (H_2O_2) فوق أوكسيد الصوديوم (Na_2O_2).

٢- يكون (2+) إذا اتحد الاوكسجين مع الفلور في المركب (OF_2) لان الفلور أكثر كهرو سلبية من الاوكسجين والذرات الأخرى في الجدول الدوري لذا فهو دائما سالب الشحنة. ويكون عدد تأكسد الاوكسجين (1+) في المركب (O_2F_2).

- عدد تأكسد الهيدروجين في مركباته غالبا (1+) باستثناء هيدريدات الفلزات (1-). امثلة: - هيدريد الصوديوم (NaH) وهيدريد الكالسيوم (CaH_2) وهيدريد الليثيوم والالمنيوم ($LiAlH_4$)
- مجموع اعداد التأكسد للذرات في المركب المتعادل يساوي صفرا. مثال: - مجموع اعداد التأكسد للنتروجين والاوكسجين والهيدروجين في المركب (HNO_3) يساوي صفرا.
- مجموع اعداد التأكسد للأيون عديد الذرات يساوي شحنة الايون مقدارا واشارة. مثال مجموع اعداد تأكسد الكروم والاوكسجين في الايون (CrO_4^{-2}) هو (2-).
- اهم المجموعات عديدة الذرات واعداد تأكسدها:

المجموعة	هيدروكسيد	نترات	كبريتات	كربونات	فوسفات	امونيوم
الصيغة والشحنة	OH^{-1}	NO_3^{-1}	SO_4^{-2}	CO_3^{-2}	PO_4^{-3}	NH_4^{+1}

مثال١/ احسب عدد تأكسد الكبريت في حمض الكبريتيك (H_2SO_4)

الحل/

(عدد تأكسد S × عدد ذراته) + (عدد تأكسد O × عدد ذراته) + (عدد تأكسد H × عدد ذراته) = صفر

(عدد تأكسد S × 1) + (-2 × 4) + (1 × 2) = صفر

عدد تأكسد S= +6

مثال ٢ / احسب عدد تأكسد الكبريت في الايون $S_2O_3^{-2}$

الحل/

(عدد تأكسد S × عدد ذراته) + (عدد تأكسد O × عدد ذراته) = -2

(عدد تأكسد S × 2) + (-2 × 3) = -2

عدد تأكسد S= +2

مثال ٣ / احسب عدد تأكسد اليود في الايون IO_4^{-1}

الحل/

(عدد تأكسد I × عدد ذراته) + (عدد تأكسد O × عدد ذراته) = -1

(عدد تأكسد I × 1) + (-2 × 4) = -1

عدد تأكسد S= +7

مثال ٤ / احسب عدد تأكسد اليود في الايون $H_3IO_6^{-2}$

الحل/

(عدد تأكسد H × عدد ذراته) + (عدد تأكسد I × عدد ذراته) + (عدد تأكسد O × عدد ذراته) = -2

(1 × 3) + (عدد تأكسدI × 1) + (6 × -2) = -2

عدد تأكسد I= +7

تمارين / عين اعداد التأكسد لجميع العناصر في المركبات والايونات التالية: -

$LiAlH_4$ NO_2^{-1}

تكافؤ العنصر: -

يمثل التكافؤ المقدرة الاتحادية للعنصر في مركباته ويساوي عدد ذرات الهيدروجين التي تتحد مباشرة مع ذرة واحدة من العنصر.

والتعريف الحديث لتكافؤ العنصر: هو عدد الإلكترونات الموجودة في المستوى الخارجي لذرة العنصر والتي تستطيع فقدها او اكتسابها أو الاشتراك بها إثناء التفاعل الكيميائي - أن هذا التعريف يعتمد على افتراض أن تكافؤ الهيدروجين يعتبر واحدا.

ملاحظة: إن عدد الكترونات الموجودة المســتوى الأخير هو المســؤول من موقع مجموعة العنصرـ في الجدول الدوري، كما أنه المسؤول أيضا عن ذريه العنصر (تكافؤه) اي قدرته على الارتباط.

لذلك فإن المســتوى الاخير في اي ذره يســمى (مســتوى الذرية) او مســتوى التكافؤ، والإلكترونات التي بداخله تسمى (إلكترونات التكافؤ).

مثال/ اكتب التوزيع الالكتروني لذرة الفلور (F) عددها الذري = 9، ثم أجب عن الأسئلة التالية

عدد إلكترونات التكافؤ؟

رقم مجموعة العنصر في الجدول الدوري؟

تكافؤ العنصر «ذريته»؟

الحل:

عدد الكترونات التكافؤ= 7 أي (2+5) وهي عدد الالكترونات السالبة في المستوى الأخير.

$_{9}F: 1S^{2}\ 2S^{2}\ 2P^{5}$

رقم المجموعة أو الزمرة = 7 هنا نجمع عدد الالكترونات في المستوى الأخير.

تكافؤ العنصر=1

انتباه:

إن تكافؤ العنصرـ (ذريته) يكون هو نفســه رقم مجموعة العنصرـ للمجموعات الأربع الاولى، ولكن إذا زاد رقم المجموعة عن (4)، فإن تكافؤ المجموعة يكون حاصل طرح رقم المجموعة من العدد (8). دقق النظر في المثال الســابق، حيث آن ذريته (F) =1، وهذا يعني ان ذرية العناصر التي رقم مجموعتها أكبر من 4 يساوي (٨ - رقم المجموعة)

إذن 1 = 7- 8

قاعدة الثمانية Octet Rule

لقد وجد بأن هناك حد معين لقابلية اتحاد ذرات عنصرـ مع عنصرـ آخر. ان هذا الحد يســمى (اشــباع التكافؤ). لنأخذ مثلا المركبات التي يكون الفلور مع كل من الصــوديوم، الكالســيوم، الألمنيوم. عند ارتباط الفلور مع الصــوديوم فان ذرة واحدة من الفلور فقط يمكنها الارتباط مع ذرة الصــوديوم وذلك لان كل ذرة صــوديوم (.Na) تملك الكترون تكافؤ واحد وأن كل ذرة فلور (:F.) تمتلك ســبعة. اذا

أخذت ذرة الفلور الكترون واحد من ذرة الصـــوديوم فان أيون الفلوريد الناتج (-:F:) يملك ثمانية إلكترونات كاملة. وأن أيون الصـــوديوم (Na^+) ليس لديه إلكترونات تكافؤ أخرى ليفقدها الى ذرة فلور أخرى.

اما في ارتباط الفلور والكالسيوم فأن ذرتين الفلور يمكنها الارتباط مع ذرة الكالسيوم الواحدة، اذ من الواضـــح أن الكتروني تكافؤ ذرة الكالســـيوم (Ca:) يمكن فقدها لذرتي الفلور. ولا يتم فقد أكثر من الكترونين، لأن ايون الكالسيوم (Ca+2) له ثمانية الكترونات. أما في حالة الألمنيوم فليس هناك أكثر من ثلاثة الكترونات تكافؤ في ذرة الالمنيوم (.A1:) يمكن فقدها إلى ثلاث ذرات فلور فقط. ويمكن القول ان اي ذرة عدا ذرة الهيدروجين تميل إلى تكوين الروابط حتى تحيط نفسها بثمانية الكترونات تكافؤ، تسمى هذه القاعدة "القاعدة الثمانية "Octet rule مثلا عند ارتباط الكربون مع الهيدروجين لا يوجد أكثر من أربع ذرات هيدروجين لكل ذرة كربون. ان كل ذرة كربون (·C·) تمتلك اربعة الكترونات تكافؤ، في حين تمتلك كل ذرة هيدروجين واحدة. ونظرا لان الكهرو ســـلبية للكربون والهيدروجين متماثلة فأن رابطة تســـاهمية وليس أيونية ســـتربط بين الذرات. إذا ســـاهمت ذرة الكربون بالكترون لكل رابطة تساهمية، فأنه بالإمكان ايجاد اربعة روابط، ويمكن تمثيل ذلك كما يلي: الميثان

$$4H\cdot + \cdot\dot{\underset{\cdot}{C}}\cdot \longrightarrow H\;:\!\overset{H}{\underset{H}{\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{C}}}}\!:\;H$$

وبذلك تحصـل ذرة الكربون على ثمانية الكترونات في مســتواها الخارجي، وكل ذرة هيدروجين تحصـل على الكترونين (بالمشـــاركة بينهما). ونظرا لأن الجزيئة متعادلة كهربائية ونظرا لامتلاء المســـتويات الخارجية بالإلكترونات المشـــتركة فلا يمكن لذرات أخرى الارتباط بالجزيئة. أي إن التكافؤ أصـــبح مشـــبعا. امثلة أخرى لإشـــباع التكافؤ بالروابط التســـاهمية هي مركبات الهيدروجين مع الفلور، والاوكسجين، والنتروجين.

فلوريد الهيدروجين $H\cdot + \cdot\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{F}}: \longrightarrow H:\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{F}}:$

في كل حالة، عدد ذرات الهيدروجين المرتبطة يســاوي عدد الالكترونات اللازمة لإكمال الثمانية. يجب ملاحظة أنه في هذه المركبات (عدا الميثان هناك ازواج من الكترونات التكافؤ غير مشـــتركة بين الذرات،

ويمكن التصــور بأن هذه الأزواج يمكن أن تســتعمل لربط ذرات أخرى، أن هذا يحصــل فقط في حالة امتلاك الذرة الاضــافية فراغ الالكترونين في مســتواها الخارجي. ان ازواج الالكترونات غير المشــتركة لا يمكنها ربط ذرة هيدروجين إضــافية (.H) لأن ثلاثة الكترونات لا يمكن اســتيعابها من قبل ذرة هيدروجين واحدة.

رغم ان ذرات الهيدروجين لا يمكنها اســتيعاب زوج الكترونات اضــافي، فأن أيون الهيدروجين (*H) يمتلك فراغا لزوج الكترونات، وعليه يســتطيع الارتباط مع جزئية مثل الامونيا التي فيها زوج من الالكترونات غير مشـترك مكونا بذلك NH_4^+ الرابطة التسـاهمية المتكونة من مسـاهمة احدى الذرتين المتفاعلتين من غلافها الخارجي بالكترونين للمشــاركة مع الذرة الأخرى تســمى " الرابطة التناســقية التســاهمية Covalent bond Coordination لا يقتصرــإشــباع التكافؤ على الارتباط بين الذرات المتشابهة، بل يحدث ايضا عندما تكون الذرة روابط تساهمية مع ذرات من نوعها.

لكي تحصــل الذرات على ثمانية الكترونات في كل من الفلور، الأوكســجين، النتروجين، والكربون فأنها يجب أن تكون واحدة، اثنين، ثلاث، وأربع روابط زوجية الالكترون على التوالي.

المحاضرة العاشرة

المحاليل Solutions

تنتشر المحاليل بشكل واسع في الطبيعة، وتعتبر ذات أهمية كبيرة من مجالات البحث العلمي، العمليات الحياتية (Life processes) والعمليات الصناعية (Industrial processes)، سوائل أجسام الكائنات الحية عبارة عن محلول مائي (Aqueous solution) لعدد من الأملاح وبعض الغازات. مثل الأوكسجين وثاني أوكسيد الكربون.

لذا يمكن تعريف المحلول على أنه خليط متجانس (Homogeneous Mixture) من مادتين نقيتين أو أكثر، على أن تكون جميع مكونات المحلول بنفس الطور، وتقسم مكونات المحلول إلى مواد مذابة ومذيبة، على الرغم من أنه لا توجد قواعد محددة تفرق على أساسها بين المادة المذابة والمادة المذيبة الا انه وبشكل عام يمكن القول إن المواد الموجودة بكمية أكبر في المحلول تمثل المادة المذيبة والمادة أو المواد التي توجد بكمية أقل تمثل المادة أو المواد المذابة

تختلف أنواع المحاليل باختلاف طور كل من المذاب (Solute) والمنيب(Solvent)

تعريف المحلول المتجانس المذكور اعلاه تعني الانتظام التركيب أو عدم القدرة على تميز مكونات المحلول بالعين المجردة أو تحت الميكروسكوب ومن الناحية التركيبية فإن كلمة متجانس تمني أن أنصاف اقطار جسيمات (ذرات / أيونات / جزيئات) مكونات المحلول لا تزيد عن خمسين أنجستروم. وان تكون موزعة بشكل عشوائي، يسمى المحلول الذي تنطبق عليه هذه الصفات بالمحلول الحقيقي (True Solution)

أما المحاليل غير المتجانسة (Heterogeneous Solutions) فتوجد جسيماتها على شكل تجمعات (Aggregates) كبيرة نسبية وقطرها يكون عادة أكبر من 200 mu، ومثل هذا النوع من الجسيمات يمكن رؤيته ومن السهل فصل مكوناته بالطرق الميكانيكية المناسبة، ويسمى هذا النوع من المحاليل بالخليط الخشن، مثل خليط السكر والملح .

توجد أنواع أخرى من المخاليط التي تظهر متجانسة للعين المجردة ولكنها ليست كذلك لو نظرنا إليها بمجهر دقيق، يسمى هذا النوع بالمحلول الغروي (Colloidal Solution) مثال ذلك اللبن.

يعتبر الماء من أكثر المواد المستخدمة كمذيب، يسمى المحلول الناتج عن استخدام الماء بالمحلول المائي، أما في حالة استخدام مادة عضوية. مثل الكحوليات أو البنزين كمذيب، يسمى المحلول الناتج بالمحلول العضوي (Organic Solution)

المحاليل المشبعة وغير المشبعة وفوق المشبعة Saturated, unsaturated and Supersaturated Solutions

عند وضع مادة صلبة في مذيب مناسب يزداد عدد جسيمات المادة الصلبة المذابة (Dissolve)مع مرور الزمن، في نفس الوقت تتناقص سرعة إذابة المادة الصلبة المذيب وذلك لتضاؤل المساحة السطحية للمادة الصلبة المذابة، ازدياد عدد جسيمات المادة المذابة في المذيب يزيد احتمالية تصادم الجسيمات المذابة مع تلك التي لم تذوب بعد التصادم (Collision) المتكرر بين الجسيمات المذابة والجسيمات غير المذابة للمادة الصلبة يتسبب في أن بعض جسيمات المادة المذابة يعاد بلورتها (Recrystallization) أو خروجها من المحلول المتجانس، يرافق هذه العملية عملية أخرى هي أن بعض جسيمات المادة غير المذابة الصلبة قبل التصادم تذوب في المذيب، سرعة هاتين العمليتين المتعاكستين (Opposing Processes) أي عملية إعادة البلورة وعملية الإذابة. تصل إلى حالة اتزان حركي. أي سرعة إعادة البلورة تساوي سرعة الذوبان، عند هذه الحالة من الاتزان يسمى المحلول بالمحلول المشبع. أما المحلول غير المشبع فهو المحلول الذي لم يصل بعد إلى حالة الاتزان الحركي أعلاه، كمية المادة المذابة في هذا المحلول هي اقل من تلك التي حالة المحلول المشبع لذلك عند وضع كمية جديدة من المادة الصلبة فإن قسم منها أو جميعها سوف يذوب، تستمر الإذابة حتى وصول المحلول إلى حالة الإشباع على العكس من المحلول غير المشبع فإن المحلول فوق المشبع يحتوي على كمية من المادة الصلبة المذابة أكثر مما يتطلب وضع التوازن الحركي ومن الممكن تحضير محلول فوق المشبع وذلك بإذابة المادة المطلوبة في المذيب المناسب عند درجة حرارية عالية نسبية ، تزداد ذوبانية المواد عند درجات الحرارة العالية ومن ثم يسمح للمحلول أن يبرد بشكل تدريجي ببطء وبدون تحريك (Without Agitation) إلى درجة حرارية عندما تكون ذوبانية المادة المذابة قليلة ، الكمية الذائبة من المادة الصلبة والزائدة عن الكمية اللازمة للحصول على حالة الاتزان الحركي سوف تبقى في المحلول ، أي لن تترسب عند تلك الدرجة الحرارية، وهذا المحلول فوق المشبع سيبقى كذلك إلى ما لانهاية بشرط عدم احتواء المحلول على النواة تساعد على عملية إعادة بلورة المادة المذابة ، لكن عند سقوط دقائق غبار في المحلول أو وضع قطعة صغيرة جدا من مادة بلورية فإن عملية إعادة البلورة سوف تبدأ في الحال وتستمر حتى تترسب كل الكمية الزائدة من المادة الصلبة المذابة حتى يصل المحلول النهاية إلى حالة الإشباع .

اطوار المحاليل Phases of solutions

على الرغم من وجود أعداد كبيرة من المحاليل التي تحتوي على مكونات كثيرة، إلا أن الحديث سيكون مقصورة على المحاليل ذوات المكونين فقط. حيث إن المادة توجد على هيئة ثلاثة أطور وهي الغازية والسائلة والصلبة فإن بالإمكان وجود ثلاثة أطور من المحاليل، ويوجد لكل طور ثلاثة أنواع من المحاليل.

يعتمد تصنيف الاطوار على الوضع الفيزيائي للمحاليل حيث ان بخار الماء في الهواء يعتبر ذوبان سائل في غاز وذلك لأن الماء في وضعه الاعتيادي يعتبر سائلا وليس بخارا، عموما فالمحاليل السائلة تعتبر أكثر شيوعا وأهمية من بقية أنواع المحاليل.

تعريف المحلول:Solution مزيج متجانس مكون من مذيب كتلته(m_1) ، ومن مذاب كتلته.(m_2)

تعريف تركيز المحلول: كمية المادة المذابة في كمية معينة من المحلول.

المحلول المخفف (Diluted Solution) هو المحلول الذي تكون فيه كمية المادة المذابة قليلة.

المحلول المركز (Concentrated Solution) هو المحلول الذي تكون فيه كمية المادة المذابة كبيرة.

تكون صور المادة المذابة في المحلول على هيئتين هما: -

- هيئة أيونات (محاليل الكتروليتية) مثالها: ملح الطعام (NaCl)
- هيئة جزيئات (محاليل غير الكتروليتية) مثالها سكر الجلوكوز عند ذوبانه في الماء يتفكك الى جزيئات.

الخواص العامة للأحماض

١- طعمها حامض (لاذع)
٢- تفاعل مع القواعد وتكون ملحا وماء
٣- محلولها المائي يغير لون ورقة تباع الشماس الزرقاء الى اللون الأحمر.
٤- ينطلق منها الهيدروجين إذا ما عومل محلولها بعنصر معدني فعال، كعناصر المجموعة الأولى في الجدول الدوري(K, Na, Rb, Cs) ، والتي تسمى العناصر القلوية منها السائل كحمض الكبريتيك، وحمض النيتريك، ومنها الصلب كحمض البنزويك وحمض الليمون، ومنها الغازي كحمض كلوريد الهيدروجين، وحمض بروميد الهيدروجين.
٥- الروابط التي تسود بين ذرات جزيئات الأحماض وهي حرة روابط تساهمية مشتركة. ولهذا تمتاز الأحماض غالبا بدرجة انصهار ودرجة غليان منخفضتين

الخواص العامة للقواعد

١- ملمسها دهني.
٢- طعمها مر.
٣- محاليلها تلون ورقة تباع الشمس الحمراء باللون الأزرق.
٤- تتفاعل مع الأحماض لينتج ملح وماء.

٥- محاليل القواعد المائي توصل التيار الكهربي، وتتفاوت شدة التيار، فمنها ما يتاين بنسبة عالية وهي القواعد القوية، مثل: هيدروكسيد الصوديوم، ومنها ما يتاين بنسب ضئيلة وهي القواعد الضعيفة، مثل محلول النشادر المائي

ويعتبر موضع الاتزان مؤشرا لقوة الحمض موضع الدراسة، فبالنسبة لحمض قوي مثل: حمض الهيدروكلوريك، نجد أن التفاعل يسري عمليا حتى النهاية.

أما بالنسبة لحمض ضعيف، مثل: حمض الخليك، فإن الاتجاه الغالب للاتزان تكون في ناحية المواد المتفاعلة والحمض الأقوى هو الذي ينتج كمية أكبر من أيون الهيدروجين، أي: هو الحمض الذي يتاين بدرجة أكبر.

الأحماض القوية Strong Acids

هي تلك الأحماض التي تتاين تأينا تاما في محلول مائي، حيث يتجه الاتزان كليا نحو اليمين، ويتحول الحمض تماما إلى قاعدته المقترنة، ويؤول تركيز الحمض غير المتفكك [HA] إلى الصفر. وفي هذه الحالة لا توجد حالة اتزان، ولا يوجد ثابت اتزان. وبالتالي، فإنه لا يمكن تطبيق قانون فعل الكتلة على تفكك الأحماض القوية. ومن أمثلة الأحماض القوية، حمض الهيدروكلوريك HCl

القواعد القوية Strong Bases

هي القواعد التي تتفكك تفككا تاما في محاليلها المائية، مثل: هيدروكسيد الصوديوم.

الأحماض الضعيفة Weak Acids

هي تلك الأحماض التي تتأين جزئيا في محاليلها المائية، حيث توجد حالة اتزان. وبالتالي، فإنه يمكن تطبيق قانون فعل الكتلة. مثال ذلك: تفكك حمض الخليك.

القواعد الضعيفة Weak Bases

هي القواعد التي تتفكك تفككا جزئيا في محاليلها المائية، مثل: هيدروكسيد الأمونيوم.

تفكك الاحماض: - الحمض هو تلك المادة التي تنتج ايون الهيدروجين H^+ في المحاليل المائية وينقسم تفكك الاحماض الى: -

١- تفكك احماض أحادية القاعدة Monobasic Acids هي تلك الاحماض التي تتفكك الى ايونات في مرحلة واحدة مثلا حامض الهيدروكلوريك.
٢- تفكك احماض ثنائية القاعدة Dibasic Acids هي تلك الاحماض التي تتفكك الى ايونات على مرحلتين حيث تكون المرحلة الأولى اقوى بكثير من المرحلة الثانية مثلا حامض الكبريتيك
٣- تفكك احماض ثلاثية القاعدة Tribasic Acids هي تلك الاحماض التي تتفكك الى ايونات على ثلاث مراحل حيث تكون المرحلة الأولى اقوى بكثير من المرحلة الثانية والمرحلة الثانية اقوى من المرحلة الثالثة مثلا حامض الفسفوريك.

تفكك القواعد

القاعدة هو تلك المادة التي تنتج ايون الهيدروكسيد OH^- في المحاليل المائية مثل هيدروكسيد الصوديوم.

الاملاح:

هي المادة الناتجة من اتحاد ايونات موجبة من القاعدة (الفلز او جذر امونيوم موجب NH_4^+) مع ايونات سالبة من الحامض.

طرق تحضير الاملاح: -يمكن تحضير الاملاح بالطرق التالية:

١- تفاعل فلز مع لا فلز مثل: $Mg + Cl_2 \longrightarrow MgCl_2$
٢- تفاعل حامض مع قاعدة: - $Ca(OH)_2 + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + 2H_2O$
٣- إحلال فلز محل هيدروجين حامض مثل: $Mg + H_2SO_4 \longrightarrow MgSO_4 + H_2\uparrow$
٤- تبادل الجذور: - $NaCl + AgNO_3 \longrightarrow NaNO_3 + AgCl\downarrow$

ملاحظات: -

- من القواعد القوية: - $NaOH$, KOH , $Ca(OH)_2$
- من القواعد الضعيفة: - NH_4OH , $Cu(OH)_2$
- من الحوامض القوية: - HBr , HNO_3 , HCl , H_2SO_4
- من الحوامض الضعيفة: - HCN , HF , $HCOOH$, CH_3COOH

أصناف الاملاح: -

١- **الاملاح المتعادلة: - هي الاملاح المشتقة من حامض قوي وقاعدة قوية مثل (KCl) حيث تتأين تأين تام في الماء ويكون محلولها المائي متعادل.**
٢- **الاملاح القاعدية: - هي الاملاح المشتقة من حامض ضعيف وقاعدة قوية مثل خلات الصوديوم (CH_3COONa) ويكون محلولها المائي قاعدي.**
٣- **الاملاح الحامضية: - هي الاملاح المشتقة من حامض قوي وقاعدة ضعيفة مثل (NH_4Cl) ويكون محلولها المائي حامضي.**
٤- **الاملاح المشتقة من حامض ضعيف وقاعدة ضعيفة مثل خلات الامونيوم (CH_3COONH_4) ويكون محلولها المائي اما متعادلا او حامضيا او قاعديا.**